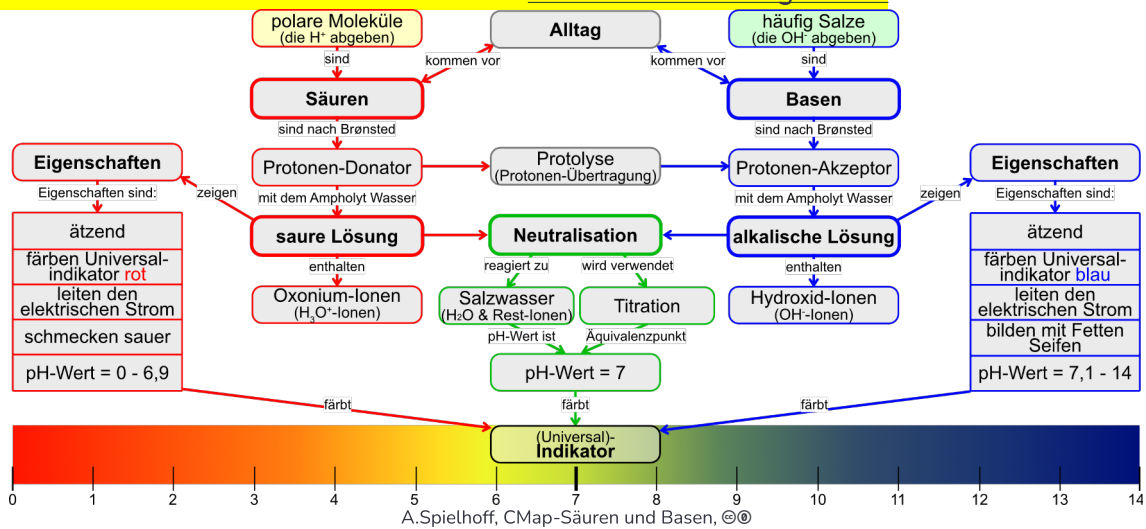


Nach Brønsted und Lowry sind Säuren und Basen chemische Verbindungen, die als Protonenspender und Protonenakzeptoren fungieren.

Eine Säure ist dabei eine Verbindung, die ein Proton (H^+) abgibt (Protonen-Donator), während eine Base ein Proton aufnimmt (Protonen-Akzeptor). Die Protonenaufnahme bzw. -abgabe sind reversibel. Es besteht immer ein Säure-Base-Gleichgewicht.

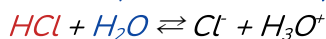


Säuren (Protonen-Donatoren):

Säuren sind Verbindungen, die gerne Proton abgeben.

Beispiele für Säuren sind Salzsäure (HCl), Schwefelsäure (H_2SO_4) oder Essigsäure (CH_3COOH). Wenn eine Säure in Wasser gelöst wird, entsteht eine Lösung, die als saure Lösung bezeichnet wird. Die Säuren geben dabei Protonen an das Wasser ab welches dabei als Base (Protonen-Akzeptor) fungiert. Dabei entsteht ein Oxonium-Ionen (H_3O^+) auch als Hydronium-Ion bezeichnet werden.

Ein Beispiel für eine Säure ist z.B. die Reaktion von Chlorwasserstoff (Protonen-Donator) und Wasser (Protonen-Akzeptor)



Je stärker eine Säure ist, desto schwächer ist die korrespondierende Base!

HCl ist eine starke Säure, Cl^- ist dagegen eine schwache Base.

Der pH-Wert einer Säure hängt auch von der Konzentration der Säure ab.

Je höher die Konzentration der Säure, desto niedriger ist der pH-Wert.

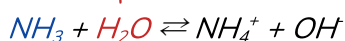
Der pH-Wert einer Säure liegt normalerweise zwischen 0 und 6,9, wobei 0 eine sehr starke Säure und 6,9 eine sehr schwache Säure ist.

Basen (Protonen-Akzeptor):

Basen sind Verbindungen, die Proton aufnehmen.

Beispiele für Basen sind Natronlauge ($NaOH$), Ammoniak (NH_3) oder Kaliumhydroxid (KOH). Wenn eine Base in Wasser gelöst wird, entsteht eine Lösung, die als alkalisch Lösung bezeichnet wird. Die Basen bilden dabei in Wasser Hydroxid-Ionen (OH^-).

Ein Beispiel für eine Base ist z.B. die Reaktion von Ammoniak (Protonen-Akzeptor) und Wasser (Protonen-Donator)



Der pH-Wert einer Base hängt von der Konzentration der Base (häufig Hydroxid-Ionen) ab.

Je höher die Konzentration der Base, desto höher ist der pH-Wert.

Der pH-Wert einer Base liegt normalerweise zwischen 7,1 und 14, wobei 7,1 eine sehr schwache Base und 14 eine sehr starke Base ist.

Protolyse (Akzeptor-Donator-Reaktion)

Die Säure-Base-Theorie von BRØNSTED und LOWRY besagt, dass eine **Säure ein Proton abgibt** und eine **Base ein Proton aufnimmt**.

Säure-Base-Reaktionen, bei denen Protonen übertragen werden, heißen auch **Protolyse**.

Es handelt sich hierbei um eine Protonen-Transfer-Reaktion.

Freie Protonen (H^+) allerdings existieren dabei zu keinem Zeitpunkt.

Jede Reaktion einer Säure setzt zwingend die Gegenwart einer Base voraus, dem die Säure ihre Protonen übertragen kann.

Deshalb spricht man auch von korrespondierende Säure-Base-Paare.

Die Protonenaufnahme bzw. -abgabe sind reversible Säure-Base-Gleichgewicht.

*Eine Beispiel Säure-Base-Reaktion ohne Wasser ist z.B. die Reaktion von **Chlorwasserstoff (Protonen-Donatoren)** und **Ammoniak (Protonen-Akzeptor)** zu Ammoniumchlorid (NH_4Cl)*
 $HCl + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$

Ampholyten:

Kann ein chemischer Stoff sowohl Protonen abgeben als auch aufnehmen, kann er also sowohl als Säure wie Base reagieren, spricht man von einem **Ampholyten**.

Der bekannteste Ampholyt ist Wasser, das sowohl die Bildung von H_3O^+ als auch OH^- erlaubt.

Autoprotolyse:

Im reinen Wasser geben immer einige Wasserteilchen Protonen ab (Säure) und andere nehmen diese auf (Base). Diesen Vorgang nennt man Autoprotolyse. $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

Im neutralen Wasser ist die Konzentration von H_3O^+ und OH^- -Ionen deshalb genau 10^{-7} mol/L .

Das Wasser hat aus diesem Grund einen pH-Wert von 7.

Neutralisation:

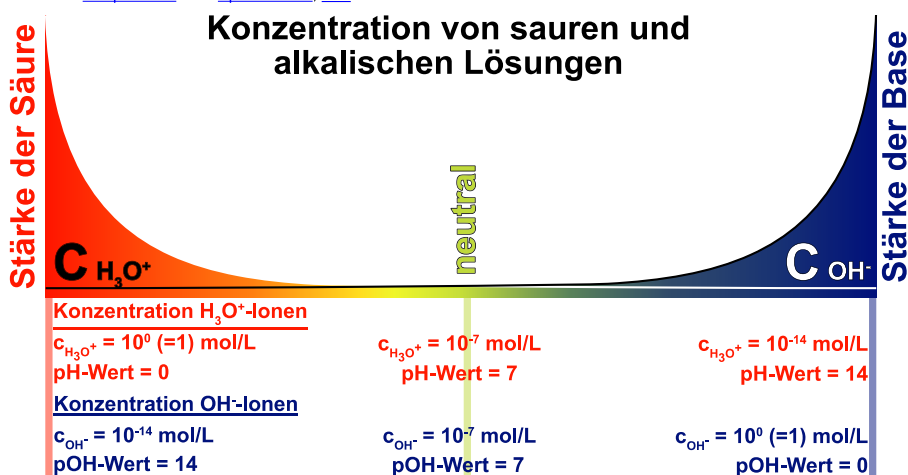
Neutralisation ist ein chemischer Prozess, bei dem eine **saure** und eine **alkalische** Lösung miteinander reagieren, um eine **neutrale Lösung** (Wasser und ein Salz aus den Rest-Ionen) zu bilden.

Dieser Prozess wird als **Neutralisation** bezeichnet, da die Säure und die Base neutralisiert werden, wodurch die Säure und die Base ihre ursprüngliche chemische Form verlieren.

*Beispielsweise reagiert eine **saure Lösung**, die aus **Salzsäure (HCl)** besteht, mit einer **alkalischen Lösung**, die aus **Natronlauge (NaOH)** besteht, um Natriumchlorid ($NaCl$) und **Wasser** zu bilden (Salzwasser).*



Text von [A.Spielhoff](#) und [openai.com](#). ©©



A.Spielhoff, Stärke von Säuren und Basen, ©©