

# Säure-Base Reaktionen



## Definition nach Brønsted

Nach einem geschichtlich verwirrenden Weg, Säuren und Basen systematisch zu fassen, war Johannes Brønsted aus Dänemark 1923 (!) der erste, der die gemeinsamen Eigenschaften von Säuren in einer Theorie vereinen konnte.

Das entscheidende Teilchen bei Säure-Base Reaktionen ist das  $H^+$ - Ion.

[ 1 ]

Je nachdem, ob Stoffe  $H^+$ - Ionen abgeben oder aufnehmen können, handelt es sich um Säuren oder Basen.

[ 2 ]

## Protolyse

Jede Reaktion, bei der eine Säure ein Proton abgibt (= Protolyse) wird zwingend ein Reaktionspartner, der dieses Proton aufnimmt, da Protonen im materieverfüllten Raum nicht existieren können.

[ 3 ]

So besteht eine Säure-Base Reaktion immer aus zwei so genannten **konjugierten Säure-Base Paaren**

[ 4 ]

Die zusammen gehörenden Paare schreibt man wie folgt an:

[ 5 ]

## Ampholyte

Stoffe, die sowohl Protonen abgeben, als auch Protonen aufnehmen können (also zugleich Säuren UND Basen sind) nennt man Ampholyte.

[ 6 ]

Die besten Beispiele dafür sind Wasser  $H_2O$ , Ammoniak  $NH_3$  oder die Ionen von mehrprotonigen Säuren wie  $HSO_4^-$  oder  $H_2PO_4^-$ .

### Aufgabe

Schreibe die konjugierten Säure-Base Paare für das Hydrogensulfation an

[ 7 ]

## Säurestärke

Eine Säure ist stark, wenn die Tendenz zur Protonenabgabe groß ist, das heißt, das Proton nicht fest gebunden ist. Quantifizierbar ist das mit dem chemischen Gleichgewicht.

[ 8 ]

Um die Stärke von Säuren untereinander vergleichen zu können, lässt man sie alle mit derselben Base reagieren und bestimmt jeweils die Gleichgewichtskonstanten. Als **Vergleichsbasis** verwendet man Wasser.

[ 9 ]

## Autoprotolyse

Die mit Abstand wichtigste Protolysereaktion ist die Autoprotolyse des Wassers.

[ 10 ]

# Säure-Base Reaktionen



## Hydroniumionenkonzentration

In reinem Wasser ist die Konzentration an Hydroniumionen ( $H_3O^+$ ) und Hydroxidionen ( $OH^-$ ) gleich groß und deshalb gilt

[ 11 ]

## Reihung der Säurestärken

Abhängig von ihrer Säurestärke kann nun wie folgt unterteilt werden

Säuren, die stärker sind als  $H_2O$

Sie protolysieren in wässriger Lösung fast vollständig. Jede solche Säure bildet also in Wasser  $H_3O^+$ - Ionen und besitzt somit die selbe Säurewirkung.

[ 12 ]

Die Säure  $H_3O^+$

Sie ist die stärkste in Wasser beständige Säure (alle anderen protolysieren und werden zu  $H_3O^+$ ).

[ 13 ]

Schwächer als  $H_3O^+$  aber stärker als  $H_2O$

Diese Säure bilden, je nach  $K_A$ -Wert mehr oder weniger  $H_3O^+$ - Ionen. Sie werden als schwache Säuren bezeichnet.

[ 14 ]

Die Säure  $H_2O$

Untergrenze von dem, was in Wasser als „sauer“ bezeichnet werden kann.

[ 15 ]

Säuren, die schwächer sind als  $H_2O$

Diese können in Wasser nicht mehr als Säure reagieren (weil die Säure Wasser stärker ist). Sie reagieren als Base.

[ 16 ]

## Der pH-Wert

Konzentrationen von Hydroniumionen in Wasser bewegen sich zwischen  $10^{-14} < c_{H_3O^+} < 1 \text{ mol/l}$ .

Um diese besser lesbar zu machen, schreibt man nur die positiven Exponenten an.

[ 17 ]

Mathematisch ausgedrückt wirkt dieser einfache Zusammenhang gleich mal kompliziert, er drückt aber nichts anderes also oben gezeigt aus.

**Der pH Wert einer wässrigen Lösung (von lat. *Pondus hydrogenii*) ist der negative dekadische Logarithmus der Hydroniumionenkonzentration.**

Oder

[ 18 ]

## Neutrales Wasser

In reinem Wasser herrscht also das oben beschriebene Gleichgewicht, eine Konzentration von

$$c_{H_3O^+} = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Das entspricht also **pH 7**

## Säuren: Niedrige pH Werte

Werden starke Säuren in Wasser gelöst, so bildet sich praktisch aus jedem Säuremolekül ein zusätzliches  $H_3O^+$ - Ion.

[ 19 ]

Gibt man also in 1 l Wasser 1 mol einer starken Säure (zum Beispiel Salpetersäure  $HNO_3$ ) zu, so hat man in der Mischung nicht nur die

$10^{-7} = 0.0000001 \frac{\text{mol}}{\text{l}} H_3O^+$  aus der Autoprotolyse, sondern auch  $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} H_3O^+$  aus der Protolyse der starken Säure. Zusammen ergibt das

$$1.0000001 \approx 1 = 10^0 \frac{\text{mol}}{\text{l}} H_3O^+ \text{ oder } pH 0$$