

Säure-Base-Reaktionen*

Patrick Bucher

25. Juli 2011

Inhaltsverzeichnis

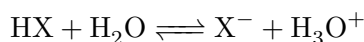
1 Säuren und Basen	1
2 Die Protonenübertragung	1
3 Wichtige Protolysen	2
4 Protolysengleichgewichte	3
4.1 Die Säurekonstante	4

1 Säuren und Basen

Dieses Thema wurde bereits in CH 106¹ abgehandelt.

2 Die Protonenübertragung

- Die *Protolyse* bezeichnet einen chemischen Vorgang, bei dem eine Säure (HX) mit Wasser (H_2O) reagiert. Dabei geben die Säure-Moleküle je ein Proton (H^+) an ein Wassermolekül ab. Es entstehen hydratisierte Säurerest-Ionen (X^-) und Oxonium-Ionen (H_3O^+). Die Trennung der Säure-Moleküle in ein Proton (H^+) und ein Säurerest-Ion (X^-) wird als *Dissoziation* bezeichnet.

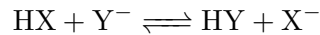


- Bei der Protolyse gibt die Säure Protonen an die Base ab. Die Säure ist der *Protonenspende*r, die Base der *Protonenempfänger*.

* AKAD-Reihe CH 107, ISBN: 3-7155-2027-2

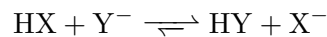
¹ AKAD-Reihe CH 106, ISBN: 3-7155-1980-0

- Ein Säure-Molekül enthält mindestens ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom, das als Proton (H^+) abgegeben werden kann. Die meisten Säuren sind Moleküle (HCl , H_2SO_4) oder Molekül-Ionen (HSO_4^- , H_3O^+).
- Ein Base-Molekül verfügt mindestens über ein freies Elektronenpaar, womit es ein Proton binden kann. Die meisten Basen sind Anionen (OH^- , O^{2-} , S^{2-} , PO_4^{3-}).
- Protolysen sind Gleichgewichtsvorgänge zwischen zwei korrespondierenden Säure-Base-Paaren. Aus der Base HX wird bei der Abgabe eines Protons die korrespondierende Base X^- . Bei der Rückreaktion nimmt die Base Y^- ein Proton auf und wird zur Säure HY .

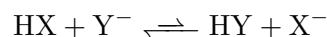


- Die Neigung einer Säure zur Protonenabgabe wird mit der *Säurestärke*, die Neigung einer Base zur Protonenaufnahme mit der *Basenstärke* angegeben. Im Gegensatz zur Konzentration sind dies Stoffeigenschaften und dürfen nicht mit der Reaktivität der Säure bzw. der Base gleichgesetzt werden. Die Säurestärke wird mit der Säurekonstante K_S , die Basenstärke mit der Basenkonstante K_B angegeben. Die Säurekonstante wird berechnet aus dem Anteil der Moleküle, die im Wasser ihr Proton abgeben. Dementsprechend wird die Basenkonstante aus dem Anteil der Teilchen, die im Wasser ein Proton aufnehmen, berechnet.
- In der Säure-Base-Reihe sind die Säuren (absteigend) und Basen (aufsteigend) nach ihrer Stärke geordnet. Je länger die Bindung und je höher die Polarität der Bindung vom Wasserstoff-Atom zum Rest des Säure-Moleküls, desto leichter gibt die Säure das Wasserstoff-Atom ab und desto stärker ist die Säure.
- Bei einer Protolyse liegt das Gleichgewicht auf der Seite der schwächeren Säure und der schwächeren Base. Das Gleichgewicht wird mit ungleich langen Reaktionspfeilen für Hin- und Rückreaktion ausgedrückt:

- Säure und Base links stärker als rechts – Gleichgewicht rechts.

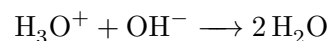


- Säure und Base links schwächer als rechts – Gleichgewicht links.

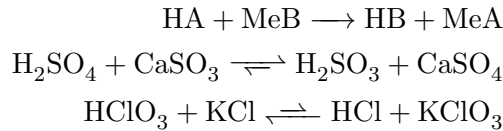


3 Wichtige Protolysen

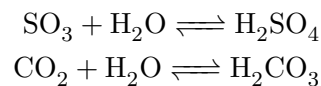
- Mischt man eine saure Lösung mit einer Lauge, reagieren die Oxonium- mit den Hydroxid-Ionen zu Wasser. Diesen Vorgang bezeichnet man als *Neutralisation*. Verwendet man für die Reaktion äquivalente Mengen von Säuren und Laugen, läuft die Neutralisation vollständig ab.



- Reagiert ein Salz mit einer Säure, entsteht daraus eine Säure, die schwächer ist als die ursprüngliche Säure. Reagiert die starke Säure HA mit dem Salz MeB , entsteht daraus die schwächere Säure HB und das Salz MeA :



- Nichtmetalloxide reagieren mit Wasser zu Säuren, beispielsweise:



4 Protolysengleichgewichte

- Der pH-Wert gibt die Konzentration der Oxonium-Ionen (H_3O^+), der pOH-Wert die Konzentration der Hydroxid-Ionen (OH^-) in mol/l an. Diese Werte werden mit dem negativen Zehnerlogarithmus angegeben:

$$\begin{aligned} pH &= -\lg(c(H_3O^+)) \\ pOH &= -\lg(c(OH^-)) \end{aligned}$$

- Die Umkehrrechnung lautet dementsprechend:

$$\begin{aligned} c(H_3O^+) &= 10^{-pH} \\ c(OH^-) &= 10^{-pOH} \end{aligned}$$

- Die pH-Skala geht von 0 bis 14, wobei Werte $pH < 7$ als sauer, $pH = 7$ als neutral und $pH > 7$ als alkalisch bezeichnet wird. Für verdünnte wässrige Lösungen gilt bei Raumtemperatur:

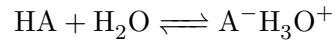
$$pH + pOH = 14$$

- Ein Säure-Base-Indikator ist eine schwache Säure (HIn), deren korrespondierende Base (In^-) eine andere Farbe besitzt. Die Farbe der Indikatorlösung variiert mit dem Mengenverhältnis von HIn und In^- . Bei Säurezugabe steigt der Anteil der Indikatorsäure HIn , der pH-Wert sinkt entsprechend. Liegen HIn und In^- in gleicher Konzentration vor, hat die Indikatorlösung eine Mischfarbe. Diese Konstellation beschreibt man als *Umschlagspunkt*. Der *Umschlagsbereich* erstreckt sich über ungefähr zwei Einheiten auf der pH-Skala.



4.1 Die Säurekonstante

- Die *Säurekonstante* ist ein Mass für die Stärke einer Säure.
- Bei einer Protolyse mit Wasser



wird die Säurekonstante K_S folgendermassen berechnet :

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

K_S = Säurekonstante in mol/l

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ = Konzentration der Oxonium-Ionen in mol/l

$c(\text{A}^-)$ = Konzentration der Base in mol/l

$c(\text{HA})$ = Konzentration der Säure in mol/l

- Die Säurenstärke kann auch als *Säureexponent* pK_S ausgedrückt werden. Wie beim pH- und beim pOH-Wert wird auch hier der negative Logarithmus verwendet:

$$pK_S = -\lg(K_S)$$

- Mit der Umkehroperation kann anhand des Säureexponenten die Säurekonstante berechnet werden:

$$K_S = 10^{-pK_S}$$

- Je höher die Säurekonstante bzw. je kleiner der Säureexponent, desto stärker ist die Säure.