

## KAPITEL 9: PROTONENÜBERTRAGUNGEN IN WÄSSRIGER LÖSUNG

*Stichworte: Säuren, Basen, pH, pOH, Acidität, Säurekonstante, Puffer, Protolyse, Protolysegrad, Protolysegleichgewicht, konjugierte Säure, konjugierte Base, Arrhenius, Brønsted, Lewissäure, pH-Indikator, Titration*

Wir konzentrieren uns mit guten Gründen auf wässrige Lösungen! Der alles durchdringende Lebenssaft von Organismen und Ökosystemen ist nun einmal Wasser.

### FARBINDIKATOREN

Im Folgenden sei eine Säure HZ betrachtet, deren korrespondierende Base  $Z^-$  sich in der Farbe unterscheide. Lösungen mit  $[HZ] \gg [Z^-]$  lassen sich demnach in der Farbe auseinanderhalten von solchen mit  $[Z^-] \gg [HZ]$ .

Die Protonierungskonstante  $K = \frac{1}{[H_3O^+]} \cdot \frac{[HZ]}{[Z^-]}$  (9)

impliziert eine eindeutige Abhängigkeit des Quotienten  $[HZ] / [Z^-]$  von  $[H_3O^+]$ . Logarithmieren von (9) ergibt (10).

$$pH = pK_{HZ} + \log \frac{[Z^-]}{[HZ]} \quad (10)$$

Gleichung (10) zeigt, dass eine Ermittlung des Quotienten zur Rechten zum pH-Wert führt, wenn  $pK_{HZ}$  bekannt ist. Systeme HZ/ $Z^-$  nennt man deshalb Farbindikatoren. Sie gestatten eine rohe visuelle pH-Messung. Die Mischfarbe muss vorliegen für  $[HZ] \approx [Z^-]$  d.h.  $pH \approx pK_{HZ}$ . Im allgemeinen empfindet unser Auge eine Farbe als rein, solange

$$[Z^-] < 0,1 \cdot [HZ] \quad \text{bzw.} \quad [HZ] < 0,1 \cdot [Z^-].$$

Eine Farbstoffsäure und ihre korrespondierende Base haben beim Durchlaufen der pH-Skala ein Umschlaggebiet von

$$\text{pH} > \text{pK}_{\text{HZ}} - 1 \text{ bis } \text{pH} < \text{pK}_{\text{HZ}} + 1$$

### **1. Experiment: Farbstoffsäuren und ihre korrespondierenden Basen**

Von den folgenden Farbstoffen werden wenige Tropfen der aufstehenden verdünnten Lösungen zu ca. 10 ml Wasser gegeben. Durch tropfenweise Zugabe von Salzsäure ( $\approx 0.1 \text{ M}$ ) senkt man den pH-Wert bis zur konstanten Farbe, danach erhöht man ihn durch sukzessive Zugabe von Lauge ( $\approx 0.1 \text{ M}$ ) bis zur konstanten Farbe.

Farbstoff	Farbe sauer	Farbe alkalisch	$\text{pK}_{\text{HZ}}$
Methylorange			3,6
Neutralrot			7,4
Phenolphthalein			9,0

### **2. Experiment: Pufferlösungen von fixiertem pH-Wert**

Einige Blätter Rotkraut werden in einer Reibschale mit etwas Sand zu einem Brei verrieben und mit 50 ml Ethanol extrahiert. Nun stellt man 5 verschiedene Pufferlösungen her (je 100 ml, pH 1, 4.5, 7.5, 10, 13). Zur Pufferung von pH 4.5, 7.5 und 10 verwende man geeignete Säure/Base Paare, die pH-Werte 1 und 13 werden mit Salzsäure und Natronlauge eingestellt. Anschliessend fügt man einige Tropfen des Rotkrautextraktes zu den Pufferlösungen und beobachte die pH-Abhängigkeit des extrahierten Farbstoffes. Versuchen Sie die beobachteten Phänomene anhand chemischer Gleichungen zu beschreiben.

Hinweis: Es liegen keine Mischfarben vor, d.h. verschiedene Farben entsprechen verschiedenen Teilchen. Bezeichnen Sie die Spezies bei pH 13 als  $X^{3-}$ .

Im diesem Versuch werden einige der folgenden Paare benützt:

Säure	korresp. Base	pK
$H_3PO_4$	$H_2PO_4^-$	2
$H_2PO_4^-$	$HPO_4^{2-}$	7
$HPO_4^{2-}$	$PO_4^{3-}$	12
$CO_2$	$HCO_3^-$	6,4
$HCO_3^-$	$CO_3^{2-}$	10,2
$H_2S$	$HS^-$	7
$HS^-$	$S^{2-}$	15
HAc	$Ac^-$	4,7
$NH_4^+$	$NH_3$	9,3

### **3. Experiment: Alkalimetrische Titration von Benzoesäure**

Der Assistent erklärt/demonstriert den Gebrauch der Analysenwaage. Von dem im 1. Experiment Kap. 6 hergestellten Oxidationsprodukt werden 100 bis 150 mg exakt gewogen und in wenigen ml Ethanol gelöst. Man verdünnt im Masskolben mit 0.5 M NaCl-Lösung auf ein Gesamtvolumen

von 100 ml. Davon wird ein geeignetes Aliquot mit einer Masslösung von 0,1 M Natronlauge titriert. Man bestimme den pH-Wert in vernünftigen Inkrementen, so dass eine zuverlässige Kurve pH vs. ml NaOH gewonnen wird. In einer zweiten Titration wird exakt die der eingewogenen Menge Benzoesäure äquivalente Menge HCl in 100 ml NaCl 0.5 M mit derselben Lauge titriert. Beide Kurven sollen in einer Darstellung pH vs. a vereint werden, und der pK der Benzoesäure soll berechnet werden.