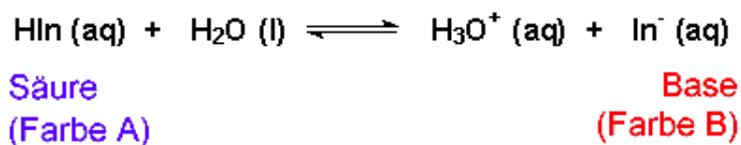


Allgemeine und Anorganische Chemie

Säure-Base-Indikatoren (pH-Indikatoren)

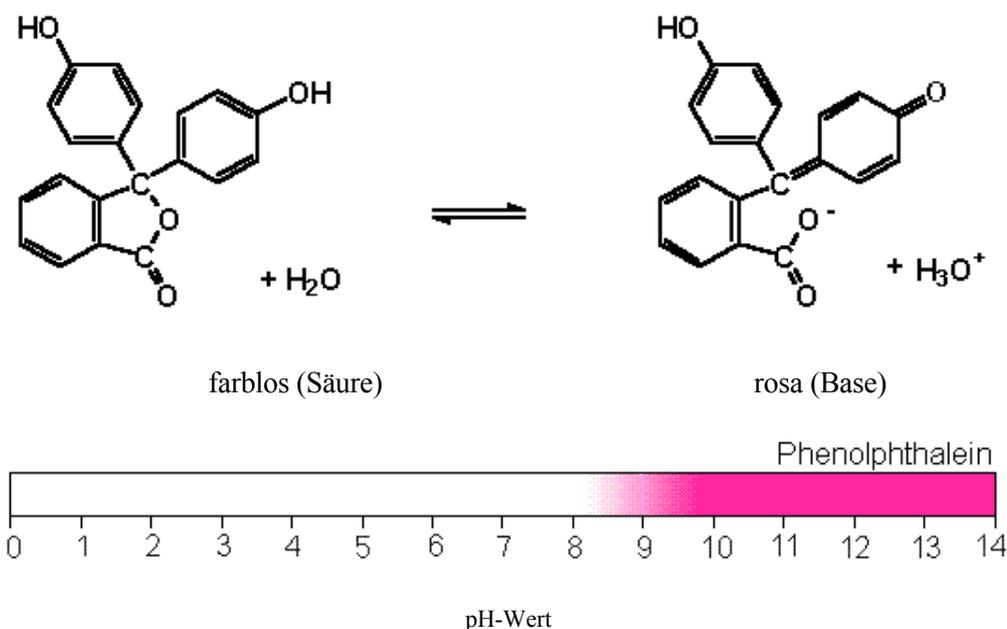
Säure-Base-Indikatoren (pH-Indikatoren) sind Substanzen, deren Farbe abhängig ist vom pH-Wert der Lösung. Sie sind schwache Säuren oder Basen, die in wässriger Lösung wenig in Ionen dissoziiert sind.

Der Indikator **HIn** sei eine schwache Säure. Diese steht in wässriger Lösung mit der korrespondierenden Base **In⁻** im Gleichgewicht:



Säure und Base haben unterschiedliche Farben. Bei niedrigen pH-Werten ist die Konzentration der H_3O^+ -Ionen hoch und das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Säure. Die Farbe der Lösung ist die der Säure (Farbe A). Bei hohen pH-Werten ist die Konzentration der H_3O^+ -Ionen niedrig und das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Indikatorbase mit der Farbe B.

Ein im Labor bei Säure-Base-Titrationen häufig benutzter Indikator ist das Phenolphthalein. Phenolphthalein ist ein Prototyp für den beschriebenen Sachverhalt:



Phenolphthalein ist eine farblose, schwache Säure, die in wässriger Lösung unter Bildung rosa gefärbter Anionen

dissoziiert. Unter sauren Bedingungen (niedrige pH-Werte) liegt das Gleichgewicht auf der linken Seite. Die Gleichgewichtskonzentration der gefärbten Anionen ist gering, die Lösung erscheint farblos (Farbe der Indikatorsäure). Unter basischen Bedingungen verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts, die Konzentration der gefärbten Indikatorbase steigt und die Lösung färbt sich rosa.

Der generelle Gleichgewichtsansatz läßt sich auch auf die Indikatorgleichgewichte - hier für schwache Indikatorsäuren - anwenden:

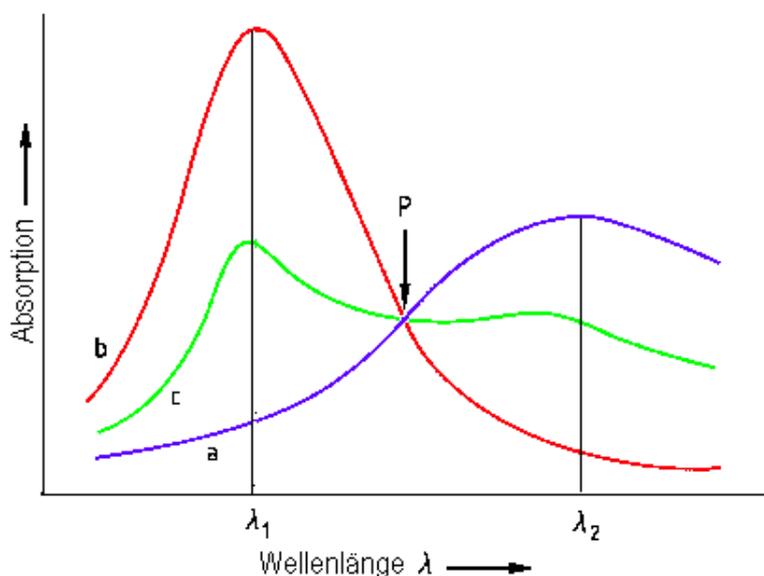
$$K_{In} = \frac{[H_3O^+] \cdot [In^-]}{[HIn]}$$

Mit K_{In} bezeichnen wir die Säurekonstante des Indikators. Unter der Voraussetzung, daß die Gleichgewichtskonzentrationen von Indikatorsäure, $[HIn]$, und Indikatorbase, $[In^-]$, gleich sind, gilt

$$K_{In} = [H_3O^+] \text{ bzw. } pK_{In} = pH$$

Diesen Punkt bezeichnet man als Umschlagspunkt des Indikators. Die Farbe der Lösung ist dort ein Gemisch aus den Farben der Indikatorsäure und der Indikatorbase zu gleichen Anteilen.

Absorptionsspektren von pH-Indikatoren



Die Abbildung (nach: *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*, 5.Ed., A14, 127ff.) zeigt schematisch das Absorptionsspektrum eines pH-Indikators als Funktion des pH-Wertes. Die Kurve a (blau) ist das Spektrum der Säureform des Indikators, die Kurve b (rot) zeigt das Spektrum der basischen Form an und die Kurve c (grün) zeigt das Spektrum bei mittleren pH-Werten an. Alle Spektren schneiden sich im Punkt P, dem **isobestischen Punkt**.

In der Absorptionsspektroskopie ist dies die Bezeichnung für die Punkte gleicher molarer Absorptionskoeffizienten bei einer definierten Wellenlänge. Das Auftreten von **isobestischen Punkten** im Absorptionsspektrum weist auf einen linearen Zusammenhang der Konzentrationsänderungen der in der Untersuchungslösung nebeneinander vorliegenden, verschiedenen absorbierenden Spezies hin, wenn z.B. pH-Wert, Zeit, Temperatur, Belichtungsdauer variiert werden. (*CD Römpp Chemie Lexikon – Version 1.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1995*)

Umschlagsbereiche von Indikatoren

Bei niedrigen pH-Werten liegen die Indikatoren, die schwache Säuren sind, meist vollständig in der HIn-Form vor und die Farbe der Säure dominiert. Bei ansteigenden pH-Werten geht die Konzentration der Indikatorsäure und damit die Farbe zurück. Gleichzeitig steigt die Konzentration $[In^+]$ der Indikatorbase und damit auch die Intensität ihres Farbanteils in der Lösung. Substanzen, die in einem kleinen pH-Bereich einen definierten Farbumschlag zeigen, eignen sich besonders als pH-Indikatoren. Für die meisten Indikatoren beträgt der Umschlagsbereich ± 1 des pK_{In} -Wertes: In der folgenden Tabelle sind die Eigenschaften (25 °C) einiger in der Laboratoriumspraxis gebräuchlicher Indikatoren angegeben:

CAS-Reg-No	Farbindikator	pK_{In}	Indikatorsäure	Umschlagsbereich (pH)	Indikatorbase
[554-73-4]	Tropäolin OO		violettrot	1.2-3.2	gelborange
[76-71-9]	Thymolblau (1. Stufe)	1.5	rot	1.2-2.8	gelb
[117-92-0]	Chinaldinrot		farblos	1.4-3,2	rosa
[547-58-0]	Methylorange	4.2	orange	3.1-4.4	gelb
[573-58-0]	Kongorot	3.7	blau	3.0-5.2	rot
[76-60-8]	Bromkresolgrün	4.7	gelb	3.8-5.4	blau
[493-52-7]	Methylrot	5.1	rot	4.2-6.3	gelb
[1393-92-6]	Lackmus		rot	5.0-8.0	blau
[76-59-5]	Bromthymolblau	7.0	gelb	6.0-7.7	blau
[143-74-8]	Phenolrot	7.9	gelb	6.8-8.4	rot
[76-71-9]	Thymolblau (2. Stufe)	8.9	gelb	8.0-9.6	blau
[77-09-8]	Phenolphthalein	9.4	farblos	8.2-10.0	rot
[125-20-2]	Thymolphthalein	9.9	farblos	9.3-10.5	blau
[584-42-9]	Alizarinrot GG		hellgelb	10.0-12.1	bräunlich-gelb
[84540-31-8]	Epsilonblau		orange	12.0-13.0	violett

Universal-Indikatoren

Universalindikatoren sind Mischungen aus mehreren Indikatoren, die häufig über den gesamten pH-Bereich - z.B. von Δ pH = 1 - zu definierten Farbabstufungen kommen. So kann der pH-Wert einer Lösung mit einigen Tropfen Universalindikator bestimmt werden.

Universal-Indikator-Papier

Universal-Indikator-Papiere sind saugfähige Papiere, die mit Universalindikator-Lösung getränkt und dann getrocknet wurden. Durch Eintauchen eines solchen "Universal-Indikator-Streifens" in eine beliebige wässrige Lösung und anschließendem Farbvergleich des Indikatorstreifens mit der Farbskala kann auf einfache Weise der pH-Wert der Lösung abgeschätzt werden.

Last Updated by Dr. Allwissend on 14.06.1997, 19:25

© 1997 by Prof. Dr. Gernot Reininger and Prof. Dr. Volker Schubert, University of Paderborn