

Alle Farben

Man sieht einer Lösung nicht an, ob sie sauer oder alkalisch ist und auch beim Titrieren kann man es nicht sehen, wenn der pH-Wert umschlägt. Zum Glück gibt es Helfer, die genau das anzeigen – die **Indikatoren**.

Sie sind extrem nützlich fürs Labor, denn sie haben in bestimmten pH-Bereichen eine andere Farbe als in anderen. Geeignet sind im Prinzip alle Substanzen, bei denen bereits eine kleine Änderung des pH-Werts eine signifikante Farbveränderung hervorruft. Der pH-Wert, an dem dies geschieht, wird als Umschlagspunkt des Indikators bezeichnet. Jeder Indikator ist individuell und hat seinen

eigenen Umschlagspunkt. Sogar mehrere Umschläge pro Indikator sind möglich. Das findet man beispielsweise bei Bromthymolblau. So kann für jedes „pH-Wert-Problem“ ein passender Indikator gefunden werden.

Weshalb tun sie das? Schaut man sich die Formeln der gängigen pH-Indikatoren an, so stellt man eine Gemeinsamkeit fest: Es sind organische Verbindungen mit einem ausgedehnten

System konjugierter Doppelbindungen. Dadurch können Elektronen leicht auf ein anderes Energieniveau gehoben werden. Schon die Energie des sichtbaren Lichtes ist dafür ausreichend. pH-Indikatoren sind noch dazu schwache Säuren, die Protonen abgeben und auch wieder aufnehmen können. Durch die Abgabe werden sie zur korrespondierenden Base. Dabei ändert sich die Größe des konjugierten Systems und die benötigte Energiemenge für das Anheben des Elektrons verändert sich. Die protonierte Form, also die Säure und die deprotonierte Form, also die Base, absorbieren verschiedene Wellenlängen des sichtbaren Lichts. Der nichtabsorbierte Teil wird reflektiert und erreicht unser Auge – wir sehen eine bestimmte Farbe und können die beiden Formen so unterscheiden.

Indikator-Säure und -Base stehen in einem Protolysegleichgewicht, das sich, je nach H_3O^+ -Konzentration der Probelösung, auf die eine oder in die andere Seite verschiebt. Ist die Lösung sauer, ist also viel H_3O^+ vorhanden, so verschiebt sich das

Gleichgewicht in Richtung der protonierten Form des Indikators. Am Umschlagspunkt liegen die saure und die basische Form des Indikators zu gleichen Teilen nebeneinander vor. Wird die Lösung alkalisch, so überwiegt die basische Form. Sie absorbiert nun eine andere Wellenlänge und die Farbe ändert sich.

Typische Indikatoren Am bekanntesten ist vermutlich Lackmus, das meist als Lackmuspapier eingesetzt wird, um den pH-Wert einer Lösung grob zu überprüfen. Es ist im Sauren rot und im Alkalischen blau. Für Säure-Basen-Titrationen verwendet man gerne Phenolphthalein, das im Sauren farblos und im Alkalischen rosa ist. Der Umschlagspunkt liegt im Neutralbereich. Im Sauren wird das konjugierte System durchtrennt und es wird kein sichtbares Licht mehr absorbiert. Methylrot schlägt im schwach Sauren von rot im Sauren nach gelb im Alkalischen um. Bromthymolblau ist im Sauren gelb, im Alkalischen blau und in einem pH-Bereich von 6 bis 7 grün. Und das sind natürlich noch längst nicht alle. ■



© ginosphotos / iStock / Thinkstock