

Farbänderung je nach pH-Wert: Säure-Base-Indikatoren

Zu diesem Lernskript existiert ein Lernvideo, das die Bearbeitung unterstützt.

1. Der Indikator ist auch nur eine schwache Säure mit dem Namen *HInd*...

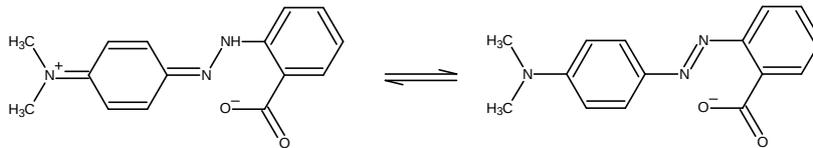
GG:

MWG:

Interessante Erkenntnisse resultieren aus dem MWG, wenn man logarithmiert:

2. Beispiel: Methylrot – ein Azofarbstoff

2.1 Vervollständigen Sie das Säure-Base-Gleichgewicht und ergänzen Sie die Farben mithilfe der Abb. rechts:



Farbe:

Farbe:

2.2 Welcher der rechts aufgeführten Indikatoren hat $pK_S \approx 7$ und im Neutralbereich eine grüne Farbe? Begründen Sie kurz!

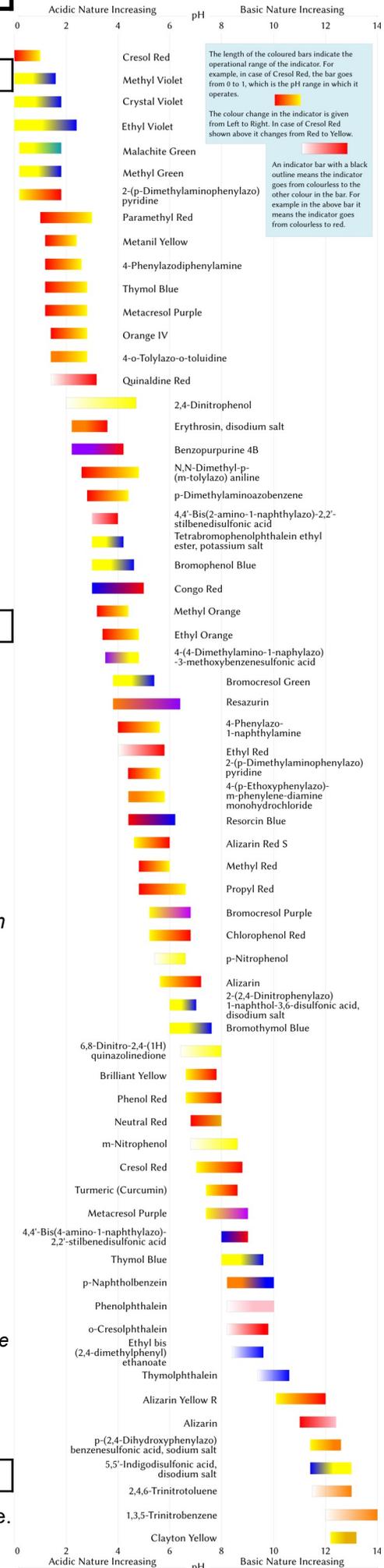
Der bei auch bei Laien bekannteste Säure-Base-Indikator ist **Lackmus**, ein komplexeres Stoffgemisch, das aus bestimmten Flechten extrahiert werden kann. Der **Lackmus-Test** ist auch in der Alltagssprache eine Redewendung für eine **Prüfstein**, den es bestehen gilt. z.B. „Die Corona-Pandemie ist ein Lackmus-Test für den Zusammenhalt der Gesellschaft“.

2.3 Hier ist Ihr ganz persönliche **Lackmus-Test**, ob Sie alles verstanden haben: Welcher der Substanzen rechts ähnelt in seinem Farbverhalten dem Lackmus? Derivate dieser Verbindung sind auch tatsächlich im Lackmus enthalten! Tipp: siehe Link zum Lernvideo auf der folgenden Seite, rechts (mit QR-Code)

3. Universalindikatoren und Teststäbchen

Jeder Indikator ändert bei dem pH-Wert der seinem pK_S -Wert entspricht, die Farbe. Braucht man eine Flüssigkeit, die nicht nur *einen* Farbwechsel bzw. einen pH-Wert, anzeigt, sondern je nach pH-Wert viele verschiedene Farbtöne

A Chart of Acid-Base Indicators showing their range and colour change



Data Source: CRC Handbook of Chemistry and Physics 84th Edition.

Quelle: www.wikicommons.org

hervorbringen kann, so muss man geeignete S-B-Indikatoren mischen. Universalindikatorpapier ist einfach Filterpapier, das in solche Flüssigkeit getaucht und getrocknet wurde. Beim Eintauchen in eine Lösung, kann es leicht „bluten“, d.h. das Farbstoffgemisch kann unerwünschterweise in die Testflüssigkeit übergehen.

Je nach kombinierten Einzelfarbstoffen kann man auch Flüssigkeiten mit feinerer pH-Auflösung herstellen (z.B. pH = 3 – 7 in 0,2er-Schritten), die dann aber nicht mehr der gesamten pH-Bereich (pH = 0-14) abdeckt.



Auch bei **pH-Indikatorstäbchen** sind auf jedem der Testfelder Einzelindikatoren oder Indikatorgemische untergebracht. Durch Vergleich kann man relativ genau auf den pH-Wert schließen der Probenflüssigkeit schließen.

Bildquelle: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_indicator_paper.jpg

Ein professionelleres Lernvideo mit Versuchen zum Thema, das an einer der besten Chemieschulen Deutschlands aufgenommen wurde ;-))

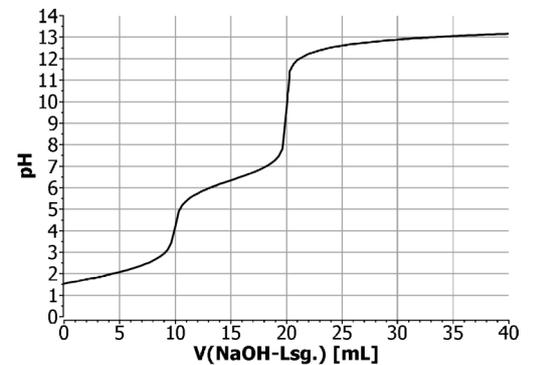
<https://youtu.be/fmy3zUF9gtE>



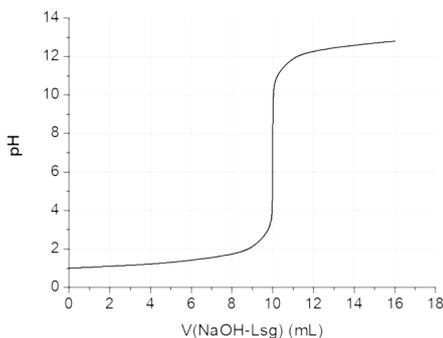
4. Auswahl des Indikators bei pH-Titrationen

Da der Indikator HInd selbst auch eine ist, beeinflusst er den Verbrauch an Maßlösung. ⇒ Nur sparsam bei Titrationen einsetzen, gerade so viel, dass der Farbumschlag deutlich sichtbar ist. Die Fehler die durch HInd entstehen, kürzen sich weg, wenn damit auch die Maßlösung „eingestellt“ (d.h. Titer t bestimmt) wurde.

4.1 Geben Sie aus der oberen Liste zwei geeignete Indikatoren an, um Maleinsäure (*cis*-HOOC-CH=CH-COOH) titrimetrisch zu bestimmen: Bei einem der S-B-Indikatoren soll der Verbrauch an NaOH-Maßlösung halb so groß sein, wie beim anderen S-B-Indikator. Geben Sie auch die beiden Reaktionsgleichungen für die Titrationen an.



4.2 Man könnte meinen, Phenolphthalein (siehe auch oben verlinktes Lernvideo, mit QR-Code) sei bei der Titration starker Säuren mit starker Basen überhaupt nicht geeignet. Wie kommt man zu dieser Meinung und wieso führt die Verwendung von Phenolphthalein nur zu relativ kleinen Fehlern?



Bsp: Titration einer starken Säure mit einer Base