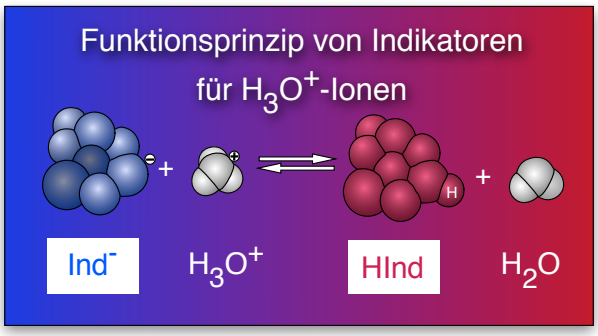
Möglicher Ablauf

1 *Vorstellungen entwickeln*

Mit einer Abbildung kann das Grundprinzip der Funktionsweise von pH-Indikatoren, das aus der Sekundarstufe I bekannt sein sollte, aufgegriffen werden.



Ein im Vergleich zur Sekundarstufe I neuer Aspekt die Betrachtung der Reaktion als Gleichgewichtsreaktion, in der HInd und Ind^- ein korrespondierendes Säure-Base-Paar bilden.

Die Abbildung eignet sich,

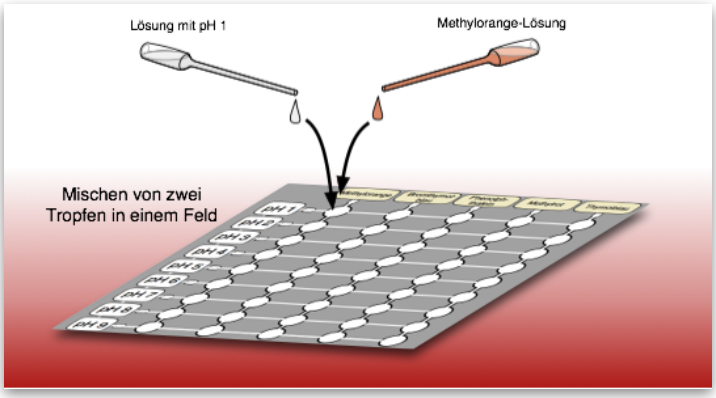
- um die prinzipiellen Gleichgewichtsverschiebungen und damit verbundene Farbveränderungen durch Zugabe von Lauge oder Säure zu diskutieren.
- um zu verdeutlichen, dass Indikatoren den pH-Wert durch die Bildung oder den Verbrauch von H_3O^+-Ionen verändern und daher nur in kleinen Mengen eingesetzt werden dürfen (damit kann auch herausgearbeitet werden, dass nur Stoffe sich als pH-Indikatoren eignen, die schon in kleinen Mengen sehr intensive Färbungen verursachen).

Sehr leistungsstarke Schülerinnen und Schüler erkennen im Verlaufe der Diskussion evtl. schon, dass man der Indikatorsäure einen pK_S-Wert zuordnen kann bzw. der Indikatorbase einen pK_B-Wert. Dies kann ggf. weiter diskutiert werden; als Ergebnis könnten dann verschiedene Farbumschlag-pH-Werte je nach pK_S-Wert vorhergesagt werden. Die in der anschließenden Phase durchzuführenden Experimente würden diese Theorie dann überprüfen.

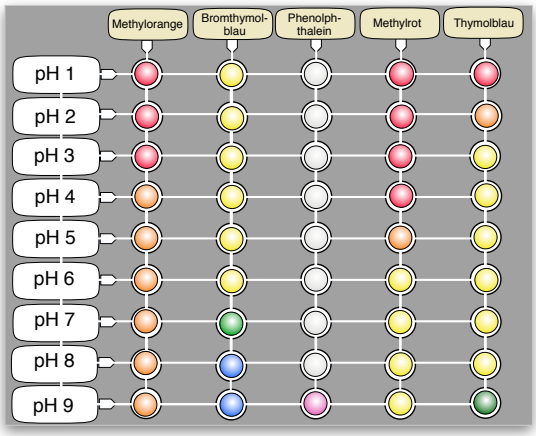
Erkennen die Schülerinnen und Schüler die Zusammenhänge an dieser Stelle noch nicht, dienen die Experimente nur zur Überprüfung der allgemeinen pH-Abhängigkeit der Gleichgewichtslage. Die unterschiedlichen Farbumschlag-pH-Werte führen dann zur Thematik der unterschiedlichen pK_S-Werte.

2 *Experimentelle Überprüfung der pH-Abhängigkeit der HInd/Ind^- -Gleichgewichte*

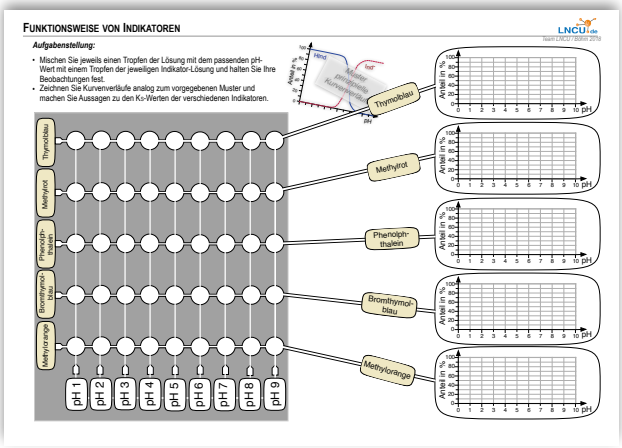
Verschiedenen Indikatoren werden bei pH-Werten von 1 bis 9 untersucht. Hierfür wird jeweils 1 Tropfen Indikatorlösung mit einem Tropfen einer Lösung mit einem bestimmten pH-Wert gemischt. Zur übersichtlichen Strukturierung der Ergebnisse werden die Versuche auf einem „Testblatt“ durchgeführt, das sich in einer Klarsichthülle befindet.



Versuchsergebnisse für Methylorange, Bromthymolblau, Phenolphthalein, Methylrot und Thymolblau.



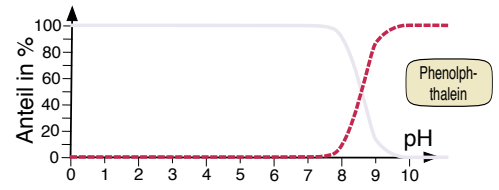
3 *Erklärung der unterschiedlichen Farbumschlag-pH-Werte*

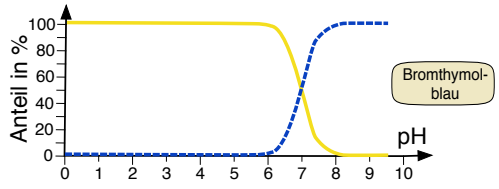


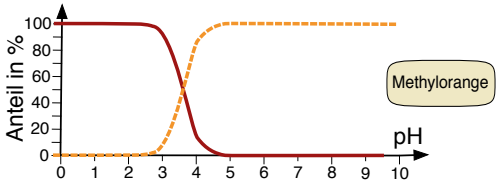
Das Versuchsergebnis kann dann auf dem Arbeitsblatt farbig eingezeichnet oder auch mit dem Handy photographiert werden. Danach kann die Klarsichthülle mit einem Papierhandtuch gesäubert werden.

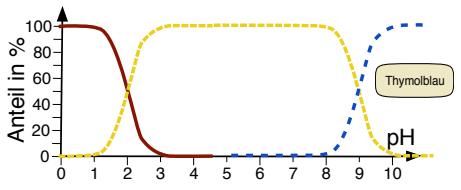
Zur klareren Auswertung sollen die Schüler Diagramme zur HInd/Ind⁻-Gleichgewichtslage skizzieren, die den Graphen entsprechen, die sie von Aufgaben zur Bronsted-Theorie und zu Puffersystemen kennen.

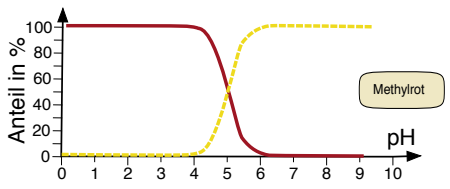
Da anhand dieser Graphen immer wieder auf die besondere Konstellation in den Schnittpunkten der Kurven (pH=pKs) eingegangen wurde, sollte der Zusammenhang mit dem Farbumschlag von den Schülerinnen und Schülern dann leichter zu erkennen sein.











An den Kreuzungspunkten liegt für das Gleichgewicht HInd + H_2O ⇌ Ind^- + H_3O^+ und den dazugehörigen K_S-Term

$$K_{S(HInd)} = \frac{c_{H_3O^+} \cdot c_{Ind^-}}{c_{HInd}}$$

die Besonderheit vor, dass die Konzentrationen von HInd und Ind^- gleich groß sind.

D.h.:

- Es liegt eine Mischfarbe von HInd und Ind^- vor (Voraussetzung: HInd und Ind^- erzeugen gleich intensive Färbungen)
- Im K_S-Term kürzen sich die Konzentrationen von HInd und Ind^- , es bleibt also: $K_S = c(H_3O^+)$ bzw. $pK_S = pH$

Gibt man die in der Fachliteratur aufgeführten pKs-Werte der Indikatoren an, können diese genutzt werden, um die Überlegungen zu überprüfen.

Methylorange:	pKs: 4,2 (Farbumschlag: pH 3,1 bis 4,4)
Bromthymolblau:	pKs: 7,0 (Farbumschlag: pH 6,0 bis 7,6)
Phenolphthalein:	pKs: 9,4 (Farbumschlag: pH 8,2 bis 9,8)
Methylrot:	pKs: 5,1 (Farbumschlag: pH 4,2 bis 6,3)
Thymolblau:	pKs1: 1,5 (Farbumschlag: pH 1,2 bis 2,8); pKs2: 8,9 (Farbumschlag: pH 8,0 bis 9,6)

4 *Vertiefende Betrachtungen mit höherer Komplexität*

A. Eine Steigerung der Komplexität der Überlegungen kann vorgenommen werden ,wenn am Beispiel von Thymolblau die Funktionsweise von pH-Indikatoren mit zwei Farbumschlägen diskutiert wird. Da auch zwei pK_S-Werte benannt wurden und den Schülerinnen und Schülern mehrprotonige Säuren bekannt sind, sollte der Transfer auf Indikatoren keine größeren Schwierigkeiten bereiten.

B. Des Weiteren kann der pH-Bereich ermittelt werden, in dem sich die Farbe des Indikators ändert. Benötigt wird hierfür die Vorinformation, dass für das menschliche Auge Farbunterschiede bei einem Indikator meist kaum noch wahrzunehmen sind, wenn das Verhältnis der beiden Formen über 10:1 steigt oder unter 1:10 sinkt.

$$K_S = \frac{c_{Ind^-} \cdot c_{H_3O^+}}{c_{HInd}} = c_{H_3O^+} \cdot \frac{c_{Ind^-}}{c_{HInd}}$$

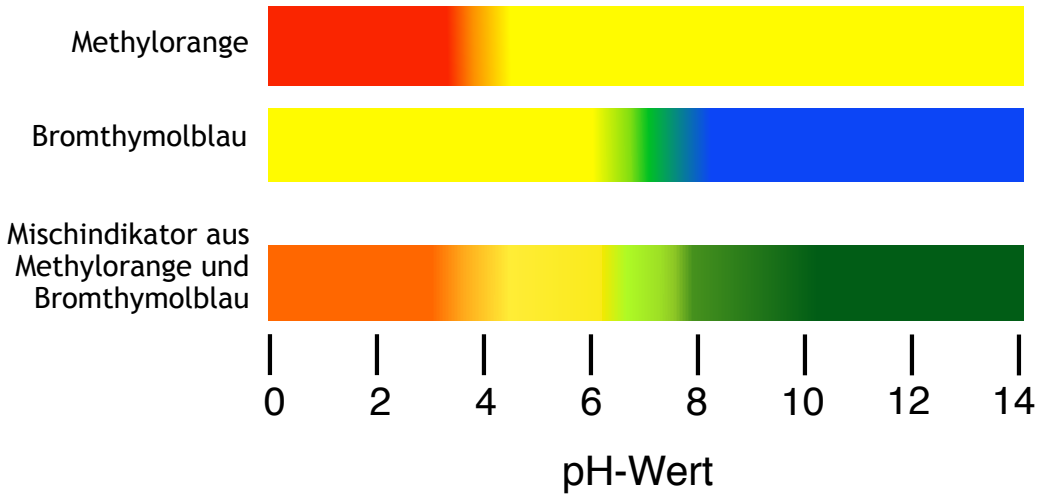
$$\Longleftrightarrow c_{H_3O^+} = K_S \cdot \frac{c_{HInd}}{c_{Ind^-}}$$

$$\text{Farbumschlagsbereich von ca. } c_{H_3O^+} = K_S \cdot \frac{10}{1} \text{ bis } c_{H_3O^+} = K_S \cdot \frac{1}{10}$$

$$\text{oder logarithmiert: von } pH = lg\left(K_S \cdot \frac{10}{1}\right) = pKs + lg10 = pKs + 1$$

$$\text{bis } pH = lg\left(K_S \cdot \frac{1}{10}\right) = pKs + lg0{,}1 = pKs - 1$$

C. Modellhaft kann auch die Funktionsweise von Mischindikatoren veranschaulicht werden (wie der im Unterricht auch häufig eingesetzte Universalindikator)



Tipp:
Übersichtliche Liste zu Farben und Farbumschlagsbereichen wichtiger Indikatoren zum kostenlosen Download:
http://downloads.nawi-verlag.de/pH-Indikatoren.pdf