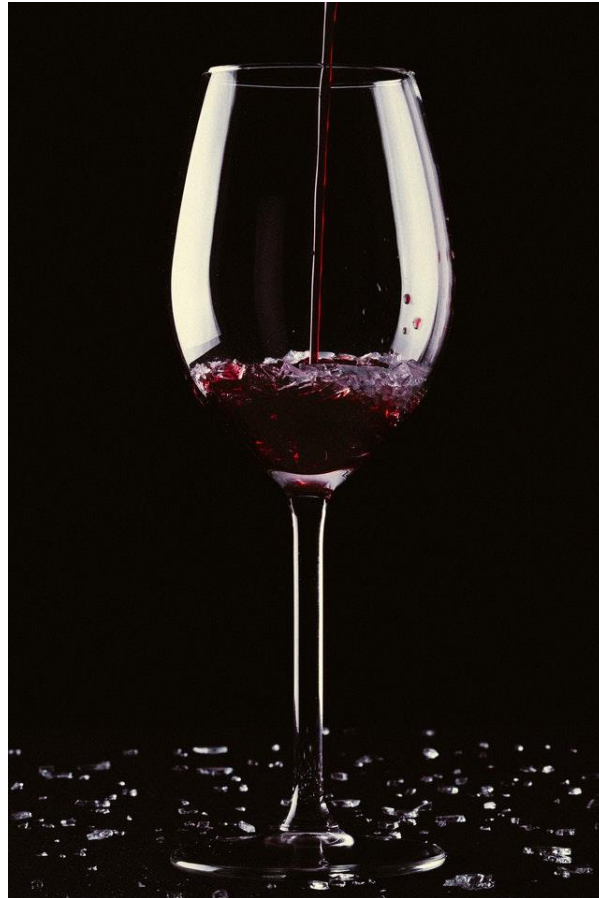


## Weinprobe



*Bildquelle: pexels*

Klassenstufe	Oberthemen	Unterthemen	Anforderungsniveau	Durchführungsniveau	Vorbereitung
Sek 1/ Sek 2	Säure-Base	Komplexbildung	•••	Demonstration 10 min	20 min

*Dr. Evi Derouet-Hümbert*

## Aufgabenstellung

Mittels Komplexbildner, sowie Säure-Base-Indikatoren, werden effektvolle Farbumschläge beim Umgießen einer Flüssigkeit in verschiedene Behältnisse erzielt. Das Ganze wird im Rahmen einer kleiner „Weinprobe“ vorgestellt.

## Hintergrund

---

Indikatoren (lateinisch indicare „anzeigen“) sind allgemein Hilfsmittel, die gewisse Informationen anzeigen sollen. Sie gestatten die Verfolgung von Abläufen, indem sie das Erreichen oder Verlassen bestimmter Zustände anzeigen.

In der Chemie versteht man unter einem Indikator einen Stoff oder auch ein Gerät, das zur Überwachung einer chemischen Reaktion beziehungsweise eines Zustandes dient. Häufig wird die Änderung durch eine Farbveränderung angezeigt. Am häufigsten werden Indikatoren bei Titrationsen verwendet.

Je nachdem, welche Art von chemischen Reaktionen man mit einem Indikator verfolgt, unterscheidet man zwischen den folgenden Typen von Indikatoren:

- Säure-Base-Indikatoren (bei Säure-Base-Titrationsen)
- Redox-Indikatoren (bei Redox-Titrationsen)
- komplexometrische Indikatoren (bei der Komplexometrie)<sup>[4]</sup>

Säuren und Basen gehören zu den am weitesten verbreiteten chemischen Substanzen, die sowohl im Alltag (saure Speisen, alkalische Seifenlösungen, Reinigungsmittel) als auch in Natur und Technik (saurer Regen, Mineralsäuren wie Schwefelsäure und Salpetersäure, Magensaft) eine große Bedeutung haben.

Eine der wichtigsten Größen im Zusammenhang mit Säuren und Basen ist der pH-Wert. Er ist ein Maß für die Konzentration der Wasserstoff-Ionen (bzw. Hydronium-Ionen) in einer Lösung. Ist der pH-Wert < 7, so reagiert die Lösung sauer, liegt er dagegen im Bereich > 7, so spricht man von einer alkalischen oder basischen Lösung. Neutrale Lösungen sind Lösungen deren pH-Wert bei 7 liegt.

Um den pH-Wert einer Lösung zu bestimmen, kann man mit speziellen Messgeräten (pH-Meter, Potenziometer) arbeiten. Eine andere Möglichkeit besteht darin, der Lösung einen in Wasser löslichen Farbstoff zuzusetzen, dessen Farbe sich in Abhängigkeit vom pH-Wert der Lösung ändert.<sup>[3]</sup>

Die **Säure-Base-Indikatoren** sind selbst schwache organische Säuren bzw. Basen, die aber bei unterschiedlicher Hydronium-Ionenkonzentration  $c$  ihre Farbe ändern. Der Farbumschlag beruht darauf, dass durch den Protonenaustausch Strukturänderungen der Verbindungen auftreten, die zu einer Farbänderung des Stoffes führen.

In der folgenden allgemeinen Beispielgleichung steht in der Formel „IndH“ Ind für den Indikator. Das H macht deutlich, dass es sich um eine Säure handelt.



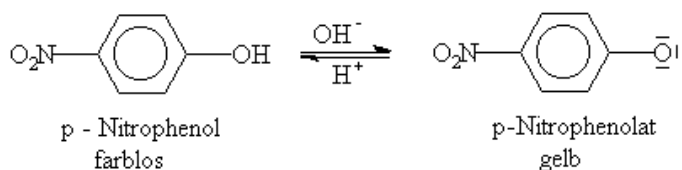
Indikator-  
säure

Indikator-  
base

Die unterschiedlich farbige Indikatorsäure und die Indikatorbase liegen in einem chemischen Gleichgewicht vor. In basischer Umgebung gibt die Indikatorsäure IndH ein Proton ab. Dadurch entsteht das negativ geladene Ion des Indikators und bestimmt die Farbe der Lösung. Im sauren pH-Bereich wird das Proton wieder aufgenommen, und die Lösung weist die durch die Indikatorsäure bestimmte Färbung auf.

Der Farbwechsel erfolgt nicht sprunghaft, sondern je nach dem Konzentrationsverhältnis von Indikatorsäure und Indikatorbase in einem bestimmten pH-Bereich dem Umschlagsbereich. Die Umschlagbereiche umfassen ca. 2 pH-Wert-Einheiten. Ein Umschlagbereich von etwa 2 pH-Wert-Einheiten resultiert daher, dass das Auge beispielsweise beim Indikator Methylrot die Farbe rot erst eindeutig bei einem Konzentrationsverhältnis Indikatorsäure: Indikatorbase von etwa 10 : 1 erkennt und entsprechend die Farbe gelb erst bei einem Verhältnis Säure : Base von etwa 1 : 10 eindeutig ist. Der Unterschied zwischen beiden Grenzen entspricht dem Faktor 100.

Ein Beispiel ist 1,4-Nitrophenol bzw. para-Nitrophenol, das im neutralen Bereich von farblos (sauer) nach tiefgelb (basisch) umschlägt <sup>[3]</sup>:



Die **Komplexometrie** hat sich in den letzten Jahren zu einem wichtigen quantitativen Analyseverfahren der Chemie in Forschung und Industrie entwickelt, denn sie besticht durch sehr genaue Ergebnisse und ihre einfache und vielseitige Anwendung. In diesem Abschnitt wird die Komplexometrie genauer vorgestellt, indem das zugrundeliegende Verfahren und verschiedene Titrationsmethoden beschrieben werden.

Die Komplexometrie ist eine quantitative Bestimmungsmethode für zahlreiche mehrwertige Kationen in wässrigen Lösungen. Sie beruht auf der Bildung wasserlöslicher, sehr stabiler Komplexe aus organischen Chelatbildnern und Metall-Ionen. Aufgrund der Überführung der Kationen in Chelatkomplexe ist ebenso der Begriff Chelatometrie in der Literatur zu finden. Bei Chelatliganden handelt es sich um organische Moleküle, die in einem geeigneten räumlichen Abstand zwei oder mehr funktionelle Gruppen mit freien Elektronenpaaren besitzen, die als Lewis-Basen (Elektronenpaar-Donatoren) zur Ausbildung koordinativer Bindungen fähig sind.<sup>[3]</sup>

## Materialien und Ausrüstung

### Für jeden Schüler oder jede Gruppe:

- ◆ 2 Weißweingläser
- ◆ 3 Rotweingläser
- ◆ 1 Weinbrandglas
- ◆ 1 Sektglas
- ◆ Tablett
- ◆ Spatel (Breite 5mm)
- ◆ Schutzbrille
- ◆ Schutzhandschuhe
- ◆ Wägebapier
- ◆ Waage
- ◆ Messzylinder (10ml)
- ◆ Pipette mit Hütchen
- ◆ Teelöffel
- ◆ Feuerzeug

## Chemikalien

---

Natriumhydroxid-Lösung (c = 1 mol/l) NaOH	R35 S(1/2)-26-37/39-45
Schwefelsäure (40%) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	R35 S26-30-45
Eisen(III)-chlorid FeCl <sub>3</sub>	R22-38-41 S26-39
Ammoniumthiocyanat NH <sub>4</sub> SCN	R20/21/22-32 S(2)-13
Phenolphthalein-Lösung C <sub>20</sub> H <sub>14</sub> O <sub>4</sub>	R40 S36/37
Citronensäure C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>7</sub>	R36 S26
Heptan C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	R11-38-50/53-65-67 / S(2)-9-16-29-33-60-61-62
Kaliumhexacyanoferrat(II) K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	R32 S22-24/25
Natriumhydrogencarbonat NaHCO <sub>3</sub>	S22-24/25
dest. Wasser	

## Vorbereitung

---

- Glas 1 / Weißwein: ca. 1 mL Phenolphthalein-Lösung einfüllen
- Glas 2 / Rosé: ca. 10 Tropfen Natriumhydroxid-Lösung
- Glas 3 / Kabinett: kleine Spatelspitze Eisen(III)-chlorid + ca. 20 Tropfen Schwefelsäure
- Glas 4 / Rotwein: kleine Spatelspitze Ammoniumthiocyanat
- Glas 5 / Blauer Burgunder: kleine Spatelspitze Kalium-hexacyanoferrat(II)
- Glas 6 / Weinbrand: 1 bis max. 2 mL Heptan
- Glas 7 / Sekt: 1 gestrichener TL Natriumhydrogencarbonat + 1 gestrichener TL Citronensäure

Wichtig: Die Flasche sollte auf ein Tablett gestellt werden <sup>[2]</sup>

## Durchführung

---

Man stellt die 7 Gläser in der nummerierten Reihenfolge auf den Tisch, wobei das Sektglas auf das Tablett gestellt wird. Das erste Glas wird mit warmem Wasser bis zur Hälfte aufgefüllt. Danach wird der gesamte Inhalt des einen Glases immer in das darauffolgende Glas gegossen, wobei erst vor dem Umgießen ins nächste Glas bekannt gegeben wird, welches Getränk nun entsteht.

Glas 6 (Weinbrand) wird bis 2 mm unter den Rand befüllt. Anschließend zündet man mit einem Feuerzeug die Flüssigkeit im Glas an (Beweis, dass es sich um Hochprozentiges handelt). <sup>[2]</sup>

## Beobachtung

---

Beim Umgießen von Glas 1 (Tafelwein) in Glas 2 Roséwein), färbt sich die einst farblose Flüssigkeit rosé- bzw. pinkfarben. Beim Umgießen in Glas 3 (Weißwein) schlägt die Farbe nach hellgelb um. In Glas 4 (Rotwein) wird die Flüssigkeit rot und wechselt in Glas 5 (Blauer Burgunder) nach dunkelblau. Beim Umgießen in Glas 6 (Weinbrand) ändert sich die Farbe nicht, jedoch wird eine gelbliche Flamme nach dem Anzünden sichtbar. In Glas 7 (Sekt) schäumt die Flüssigkeit kräftig auf ohne die Farbe zu verändern. <sup>[2]</sup>

## Erklärung

---

Glas 1: Phenolphthalein ist ein Säure-Base-Indikator, der in Wasser (pH 7) farblos ist.

Glas 2: Durch Zugabe der Natriumhydroxid-Lösung wird die Wasserprobe alkalisch, wodurch die Farbe des Phenolphthaleins nach pink umschlägt.

Glas 3: Die Schwefelsäure macht die Flüssigkeit sauer, wodurch der Indikator wieder farblos wird. Das zugefügte Eisen(III)-chlorid bewirkt die leichte Gelbfärbung.

Glas 4: Die  $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen bilden mit Thiocyanat einen rot gefärbten Eisen(III)-thiocyanat-Komplex.

Glas 5: In Konkurrenz zu den Thiocyanationen ( $\text{SCN}^-$ ) treten Hexacyanoferrat(III)- Ionen ( $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ), die mit den  $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen zu dem Komplex „Berliner Blau“ reagieren.

Glas : Aufgrund seiner geringeren Dichte im Vergleich zu Wasser steigt das Heptan in der Lösung nach oben und lässt sich somit leicht entzünden.

Glas 7: Natriumhydrogencarbonat und Citronensäure reagieren erst in Gegenwart von Wasser unter Freisetzung von Kohlendioxid miteinander - ähnlich wie eine Brausetablette, die man in Wasser gibt

## Entsorgung

---

Aufgrund der geringen Stoffmengen können die Lösungen in den Ausguss gegeben werden.

## Didaktischer Hinweis / Themen

---

- Indikatoren
- Komplexbildungen
- Farbreaktionen

## Quellen

---

[1] <http://www.chemieexperimente.de>

[2] <http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de>

[3] <https://www.lernhelfer.de/>

[4] <https://www.chemie.de/>