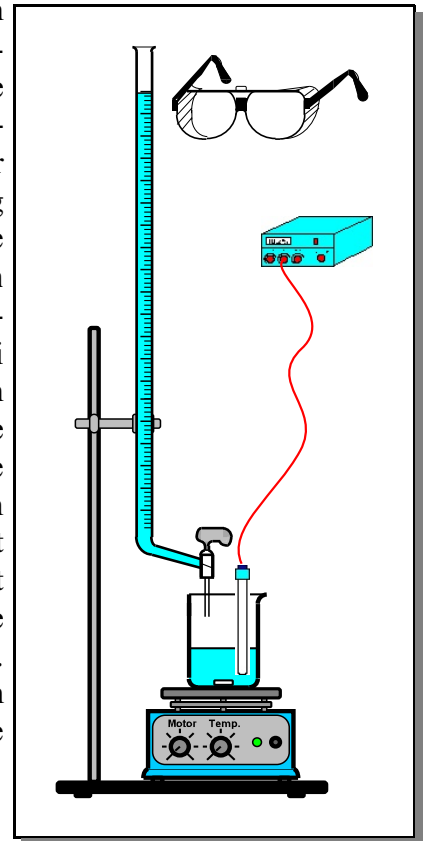


## Leitfähigkeitstitrationen

Die **Konzentration** von sauren oder basischen Lösungen kann man dann mittels Titration mit einem **Indikator als Endpunktsanzeiger** gut bestimmen, wenn die Indikatorfarbe selbst deutlich erkennbar ist. Dazu muss die vorgelegte saure-/alkalische Lösung möglich farblos sein. In durch Farbstoffe **gefärbten Lösungen** wie z.B. CocaCola oder Fruchtsäften ist der Umschlagspunkt eines Indikators jedoch nicht erkennbar. Zur Bestimmung der Konzentration geht die Chemische Analytik einen anderen Weg: Saure Lösungen sind durch eine hohe Konzentration von **Hydronium-Ionen**  $\text{H}_3\text{O}^+$  gekennzeichnet. Die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen und ihre entsprechenden Säurerest-Anionen bewirken als Ladungsträger eine **elektrische Leitfähigkeit**: Bei einer bestimmten angelegten konstanten Spannung setzt die Lösung dem fließenden Strom einen bestimmten Widerstand entgegen. Je größer die Ionenkonzentration, desto geringer der Widerstand und desto größer die Leitfähigkeit. Im Laufe der Titration reagieren die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen mit den Hydroxid-Ionen der zugesetzten Lauge. Dabei entsteht Wasser: nicht leitend. Und es kommen  $\text{Na}^+$ -Ionen in die Lösung. Deren Leitfähigkeit ist jedoch erheblich schlechter als die der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen, während die Leitfähigkeit der  $\text{OH}^-$ -Ionen vergleichbar der der Hydronium-Ionen ist. Also wird im Laufe einer Leitfähigkeitstiteration die Leitfähigkeit abnehmen und nach Erreichen des Äquivalenzpunktes wieder zunehmen. Folgende Versuche sollen die Anwendung der Leitfähigkeitstiteration erläutern:



**Versuch 1:** In einem hohen Becherglas (200 mL) werden **100 mL Salzsäure** der Konzentration  $c(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol/L}$  vorgelegt. Die Bürette wird mit **Natronlauge** der Konzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$  aufgefüllt. Mit dem LF-Messgerät wird die Anfangs-Leitfähigkeit bestimmt. Danach wird jeweils 1 mL Natronlauge zugegeben, einige Sekunden gewartet und der geänderte Messwert abgelesen und notiert. Nach der Zugabe von 17 mL Natronlauge wird der Versuch beendet.

**Versuch 2:** Von gesättigter **Bariumhydroxid-Lösung**  $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$  werden 25 mL mit dem Messzylinder abgemessen und im hohen Becherglas auf 100 mL verdünnt. Die Lösung wird in der gleichen Versuchsanordnung wie **V1** mit **Schwefelsäure** der Konzentration  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/L}$  titriert. Die Leitfähigkeit wird wie in Versuch 1 vor und nach jeder Zugabe gemessen.

**Versuch 3:** **Essigsäure-Lösung** der Konzentration  $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$  wird mit Natronlauge der Konzentration  $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/L}$  titriert. Vorgelegt werden 100 mL Essigsäure. Zusätzlich wird **Phenolphthalein** als Indikator eingesetzt. Gemessen wird wie in Versuch 1.

**Versuch 4:** Von **Aceto balsamico** werden 10 mL im Titriergefäß auf 100 mL verdünnt und wie in Versuch 1 mit **Natronlauge** der Konzentration  $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/L}$  titriert.

### Arbeitsaufträge zur Auswertung:

1. Notiere die Versuchswerte im entsprechenden Datenblatt.
2. Vergleiche die Beobachtungen von Versuch 1 und 2.
3. Erstelle ein Diagramm aus den Versuchswerten: x-Achse: zugeführte Lauge bzw. Säure in [mL], y-Achse: Leitfähigkeit in [mS/cm]. Skaliere die Achsen in der Weise, dass pro Graphik ein (1) DIN-A4-Blatt möglichst gut ausgenutzt wird.
4. Ermittle für jedes Diagramm den Äquivalenzpunkt graphisch durch Extrapolation als Schnittpunkt der beiden Geraden.
5. Berechne zu Versuch 2 die Konzentration der Bariumhydroxid-Lösung und in Versuch 3 die Konzentration der Essigsäure in Aceto balsamico.