

Säure-Basen-Titration (Neutralisationsanalyse)

... ist eine Methode zur Bestimmung der Konzentration von Säure- oder Basenlösungen (Analyselösung) mittels Basen- oder Säurelösungen bekannter Konzentrationen (Maßlösung).

Grundprinzip

Am Äquivalenzpunkt gilt:

- $n_{\text{Analyselösung}} = n_{\text{Maßlösung}}$ mit $c = \frac{n}{V}$ bzw. $n = c \cdot V$ kann man ersetzen:
 $c_{\text{Analyselösung}} \cdot V_{\text{Analyselösung}} = c_{\text{Maßlösung}} \cdot V_{\text{Maßlösung}}$ bzw. umgeformt:

$$c_{\text{Analyselösung}} = \frac{c_{\text{Maßlösung}} \cdot V_{\text{Maßlösung}}}{V_{\text{Analyselösung}}}$$

- Es kommt zu einer schlagartigen starken pH-Änderung, da das System vom Überschuss an H_3O^+ -Ionen (bzw. OH^- -Ionen) zu einem Überschuss an OH^- -Ionen (bzw. H_3O^+ -Ionen) wechselt.

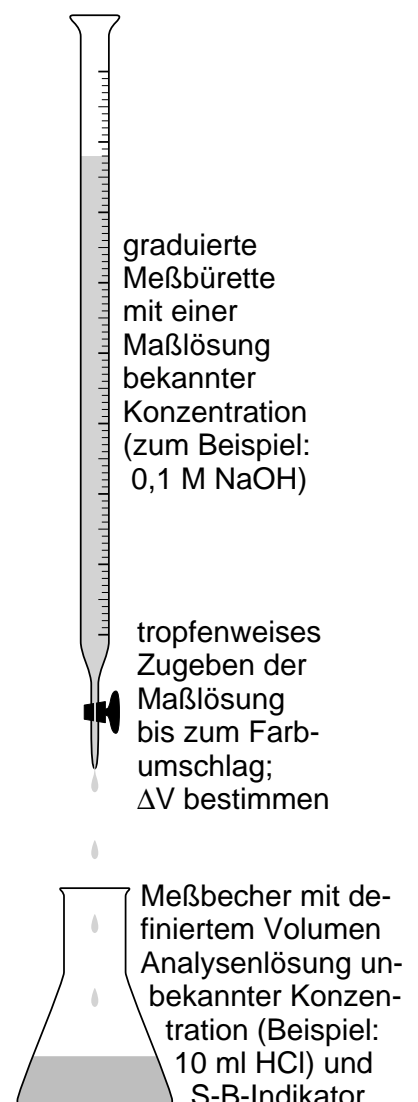
Diese pH-Änderung kann mit Säure-Base-Indikatoren, pH-Meßelektroden oder durch eine Messung der Leitfähigkeit festgestellt werden.

Durchführung mit S-B-Indikator

Aufgabe: Bestimmen Sie die Konzentration einer Salzsäure unter Verwendung einer 0,1 M Natronlauge.

1. Abmessen von 10 ml Salzsäure für den Meßbecher (diese Menge kann anschließend mit Wasser verdünnt werden)
2. Zugabe von **wenig** Säure-Basen-Indikator in den Meßbecher
3. Füllen der Meßbürette mit der Maßlösung (0,1 M Natronlauge); Festhalten des Anfangsvolumens
4. Maßlösung tropfenweise zur Analysenlösung zugeben; dabei Meßbecher ständig schwenken
5. Am Umschlagspunkt (Farbänderung des Indikators) Endvolumen festhalten; Volumendifferenz bestimmen
6. Messung mindestens zwei Mal wiederholen (bei starken Abweichungen noch öfter)

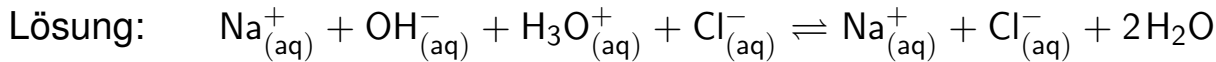
Die folgende Berechnung wird mit dem Mittelwert der Messungen durchgeführt wobei stark abweichende Messungen als fehlerhaft verworfen werden sollten.



Auswertung

geg.: $V_{\text{HCl}} = 10 \text{ ml}$
 $c_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/l}$
 $V_{\text{NaOH}} = 8,25 \text{ ml}$ (Mittelwert der Messungen)

ges.: c_{HCl} in mol/l



am Äquivalenzpunkt gilt: $n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$ bzw. $c_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$

$$c_{\text{HCl}} = \frac{c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} = \frac{0,1 \text{ mol/l} \cdot 8,25 \text{ ml}}{10 \text{ ml}} = \underline{\underline{0,0825 \text{ mol/l}}}$$

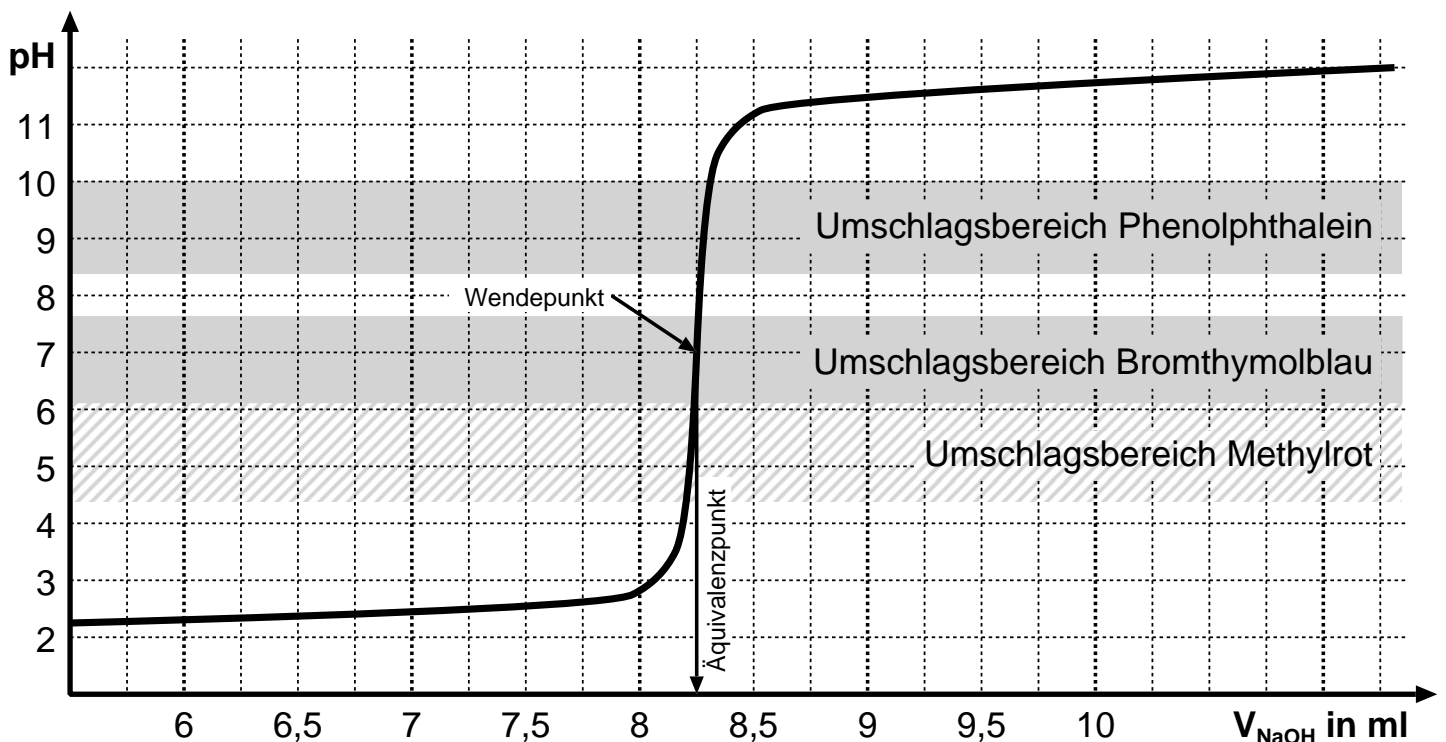
Die Salzsäure hat eine Konzentration von 0,0825 mol/l.

Andere Möglichkeiten der Äquivalenzpunktbestimmung

Aufnahme einer Titrationskurve

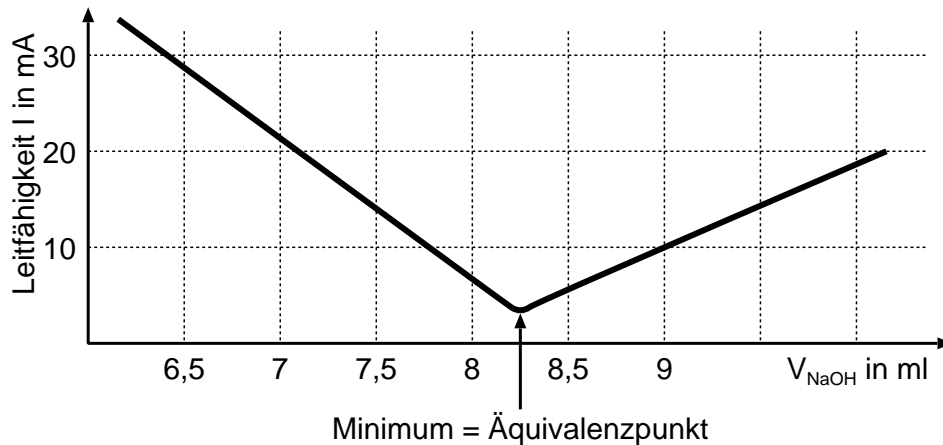
- Verwendung eines pH-Meters mit einer pH-Meßelektrode (Bau einer Glaselektrode siehe <http://de.wikipedia.org/wiki/Glaselektrode>)
- Messung des pH-Wertes in Abhängigkeit des Volumens der zugegebenen Maßlösung; Erzeugen einer Titrationskurve
- Auswertung der Kurve: Wendepunkt der Kurve = Äquivalenzpunkt

Beispiel: Titration einer Salzsäure mit 0,1 M Natronlauge



Leitfähigkeitstiteration

Am Äquivalenzpunkt ist die Leitfähigkeit der Lösung am geringsten:

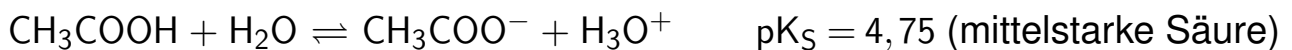


Gründe:

- Am Äquivalenzpunkt gibt es keinen Überschuss an H₃O⁺- oder OH⁻-Ionen.
- Die Leitfähigkeit einer Lösung ist nicht nur von der Anzahl der verfügbaren Ionen sondern auch von deren Beweglichkeit abhängig. Die Beweglichkeit der H₃O⁺- und OH⁻-Ionen ist deutlich größer als die der anderen Ionen (Beispiel: Die Beweglichkeit der H₃O⁺-Ionen ist sieben mal größer als die der Na⁺-Ionen).

Titration mit schwachen Säuren bzw. Basen

Mittelstarke bis sehr schwache Säuren und Basen protolysieren unvollständig, z. B.:



Dadurch ist bei einer Titration einer mittelstarken bis sehr schwachen Säure oder Base mit einer sehr starken Base oder Säure der Äquivalenzpunkt ($n_{\text{Analyse}} = n_{\text{Maßlösung}}$) nicht am Neutralpunkt (pH = 7). Daraus ergeben sich Konsequenzen für die Wahl eines geeigneten Indikators.

Beispiel: Titration einer Essigsäure mit 0,1 M Natronlauge

