SÄURE-BASE-TITRATIONEN - GRUNDLAGEN

M1 | Lebensmittelanalytik

Die Titrimetrie - eines der ältesten analytischen Verfahren - hat trotz vieler neuer Bestimmungsmethoden an Aktualität nichts verloren. Im Jahr 1729 bestimmte der französische Apotheker Claude Joseph Geoffroy (1683-1732) den Säuregehalt von Essig durch Zugabe von pulverisierter Pottasche (K_2CO_3). Auf diese ersten durchgeführten Experimente lässt sich die Geschichte der Säure-Base-Titration zurückführen. Heute (also 2018), 289 Jahre später, gibt es nahezu keinen Industriezweig mehr, in dem die Titration (aber nicht nur die Säure-Base-Titration) als analytische Methode nicht von Bedeutung ist. Wie schon vor 289 Jahren beim Essig, so interessiert auch heute noch der Säuregehalt in Lebensmitteln. Säuren dienen der Aromabildung und haben antimikrobielle, sowie antioxidative Wirkung. In Deutschland ist die zulässige Höchstmengenfestsetzung durch die Zusatzstoffzulassungsverordnung (ZzulV) geregelt; die Einhaltung der Grenzwerte wird durch Säure-Base-Titration regelmäßig überprüft.

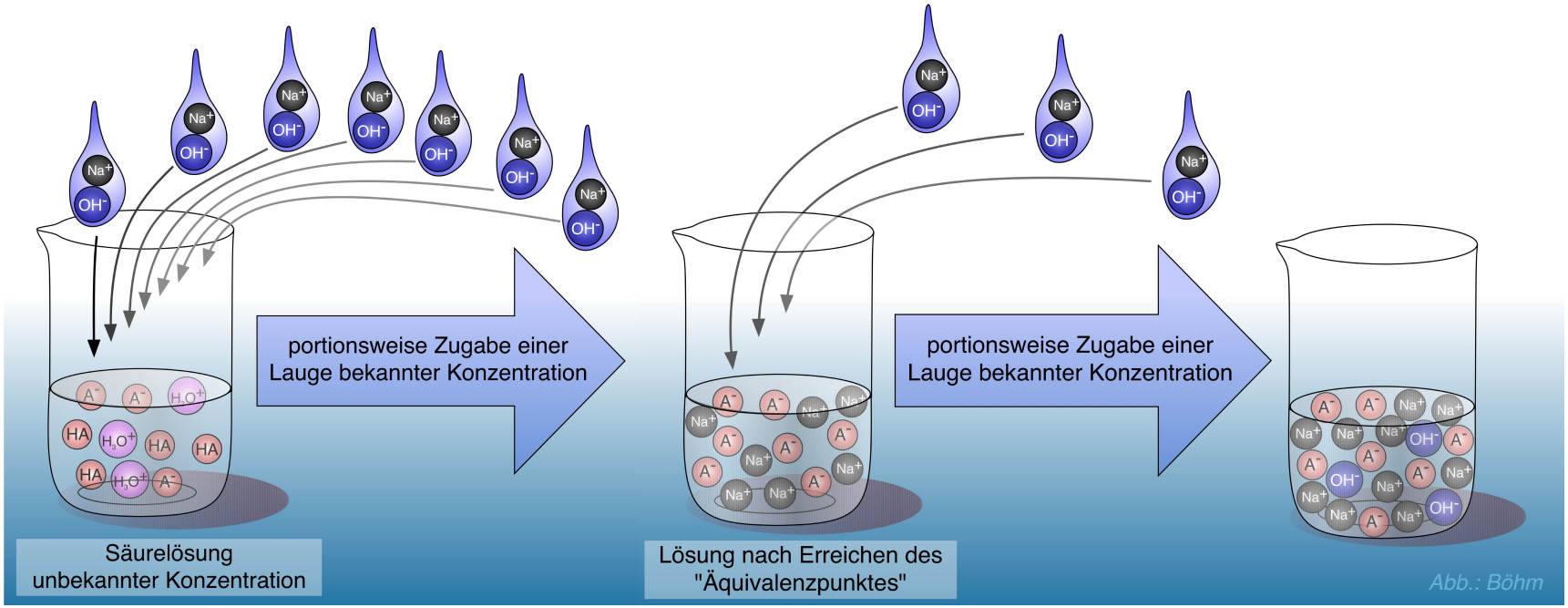
(*leicht verändert aus https://www.git-labor.de/news/aus-der-wissenschaft/titrationen-der-lebensmittelanalytik*)

Gängige Kontrolluntersuchungen aus der Lebensmittelanalytik:

- Säuregehalt von Essig
- Säuregehalt von Mineralwasser
- Säuregehalt von Milchprodukten
- Zitronensäuregehalt von Limonaden und Softdrinks
- Phosphorsäuregehalt von Cola-Getränken

M2 | Prinzip von Säure-Base-Titrationen

Bei einer Säure-Base-Titration wird zu einer Säurelösung unbekannter Konzentration eine Basenlösung bekannter Konzentration in kleinen Portionen zugegeben. Dabei wird überprüft, wieviel Basenlösung nötig ist, um alle H_3O^+-Ionen, die die Säuremoleküle erzeugen können, zu neutralisieren. Da die Konzentration der Basenlösung bekannt ist, kann zurückgerechnet werden, wie groß die Konzentration der Säurelösung zu Beginn des Versuchs gewesen sein muss. Die Abbildung zeigt die Vorgehensweise stark vereinfacht (die möglichen Auswirkungen der Säurerest-Anionen auf den pH-Wert werden nicht beachtet.)



Stand 2018 Team LNCU / Böhm

M3 | Äquivalenzpunktbestimmung I

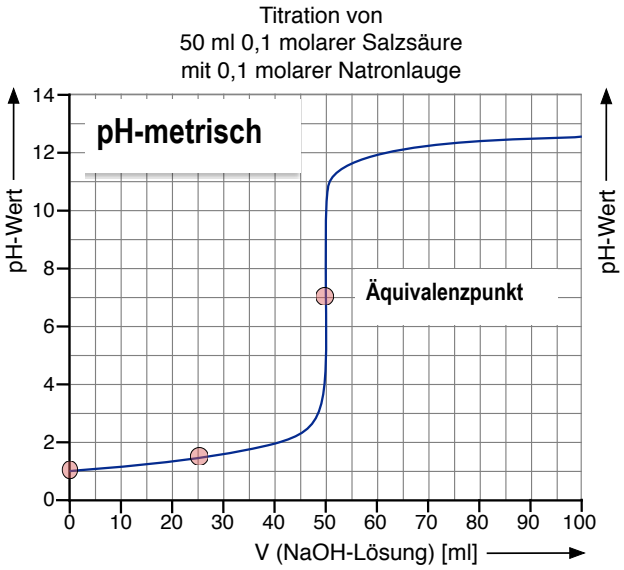
Es gibt verschiedene Methoden, um bei einer Säure-Base-Titration den Äquivalenzpunkt zu bestimmen:

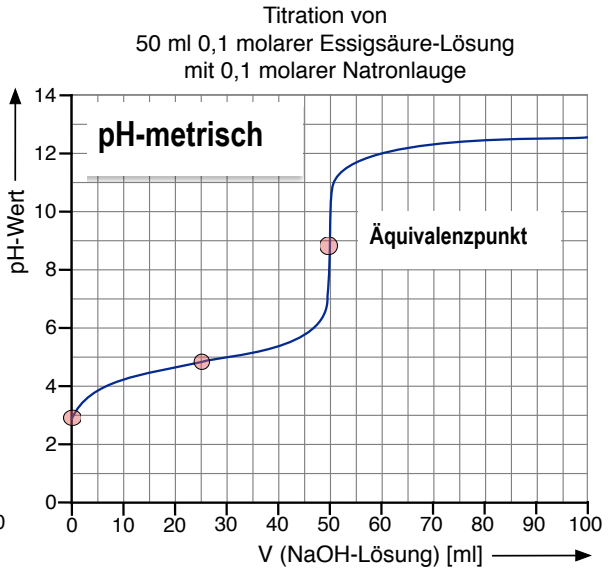
A. Die pH-metrische Titration

Während der Titration wird kontinuierlich der pH-Wert mit einer pH-Elektrode gemessen; beim Erreichen des Äquivalenzpunktes gibt es einen mehr oder weniger deutlichen pH-Sprung (siehe Diagramme).

B. Die Titration mit pH-Indikator

Der Äquivalenzpunkt wird mit einem geeigneten pH-Indikator sichtbar gemacht, der beim Erreichen des Äquivalenzpunktes die Farbe wechselt.

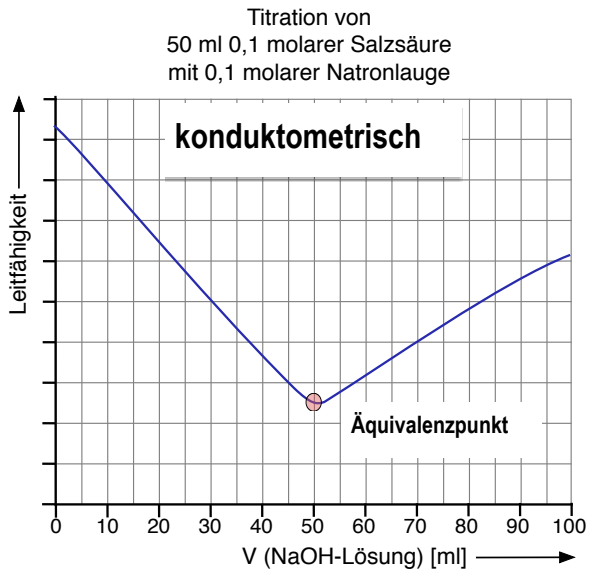


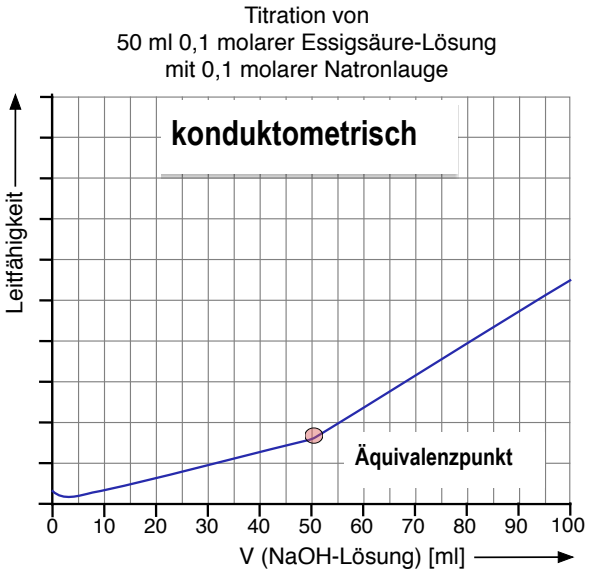


M4 | Äquivalenzpunktbestimmung II

C. Die konduktometrische Titration

Während der Titration wird kontinuierlich die Leitfähigkeit der Lösung gemessen. Da sich im Verlaufe des Experiments die Zusammensetzung der Lösung ständig ändert, ändert sich auch die Leitfähigkeit der Lösung. Zurückzuführen ist dies auf die unterschiedlichen Leitfähigkeiten der verschiedenen Ionensorten.

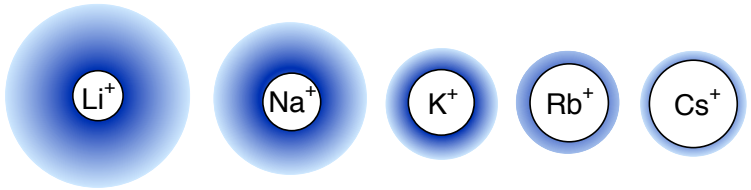




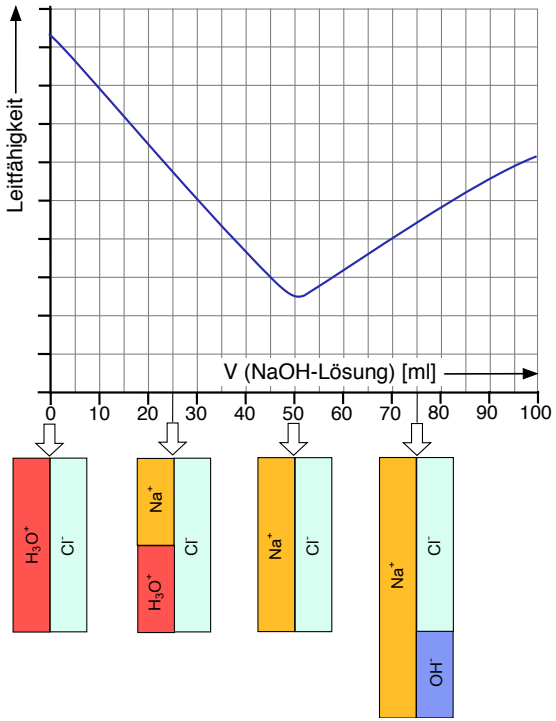
M5 | Zusatzmaterial zur konduktometrischen Titration

Molare Ionenleitfähigkeiten in wässriger Lösung bei 25°C (in $cm^2\ \Omega^{-1}mol^{-1}$)			
H^+/H_3O^+	349,8	OH^-	198,6
Li^+	38,7	F^-	55,4
Na^+	50,1	Cl^-	76,35
K^+	73,5	Br^-	78,14
Ag^+	61,9	CH_3COO^-	40,9
Mg^{2+}	106,0	ClO_4^-	67,3
Ca^{2+}	119,2	NO_3^-	71,5

Vergleich der Größe der Alkalimetall-Ionen mit und ohne Hydrathüllen



Titration von 50 ml 0,1 molare Salzsäure mit 0,1 molarer Natronlauge



Aufgabenstellung

1. In Schulbüchern der Sekundarstufe I werden für die Reaktionen bis zum Äquivalenzpunkt oft zusammengefasst als: *„Säure + Base → Salz + Wasser“;* formulieren Sie in diesem Sinne die Reaktionsgleichungen für die beiden betrachteten Titrationsbeispiele.
2. Erläutern Sie mit Hilfe von **M2** und **M3**, was den Äquivalenzpunkt ausmacht und warum der pH-Wert am Äquivalenzpunkt nicht 7 sein muss.
3. Erläutern Sie, welche der im Unterricht getesteten Indikatoren geeignet sind, in den Titrationsbeispielen den Äquivalenzpunkt anzuzeigen.
4. Leiten Sie die pH-Werte für die in den Diagrammen in **M3** markierten Punkte rechnerisch her. (Die pKs-Werte können Sie aus der tabellarischen Übersicht in Ihren Unterlagen entnehmen.)
5. Erklären Sie die deutlichen Unterschiede im Kurvenverlauf bis zum Äquivalenzpunkt für die beiden pH-metrischen Titrationen (**M3**).
6. Aus der Tabelle in **M5** lassen sich mehrere Kernaussagen ableiten. Formulieren Sie diese und erklären Sie sie. *(Tipp: Sehen Sie sich das Arbeitsblatt zur Autoprotolyse nochmals an.)*
7. Erläutern Sie die „Legende“ zum Diagramm in **M5**. Erklären Sie damit den Kurvenverlauf.
8. Fertigen Sie eine „Legende“ zum zweiten Diagramm in **M4** an und erklären Sie den Kurvenverlauf.