

UNIVERSITÄT  
BAYREUTH

Seminar „Übungen im Vortragen – AC“

Säuren und Basen:  
Typen von Titrationskurven

Andreas Bock, WS 00/01

Gliederung

[1 Begriffe 1](#_Toc65591787)

[2 Typen 2](#_Toc65591788)

[3 Beispiel: Titration von Essigsäure mit Natronlauge 3](#_Toc65591789)

1. **Einstieg**: fehlt.

# Begriffe

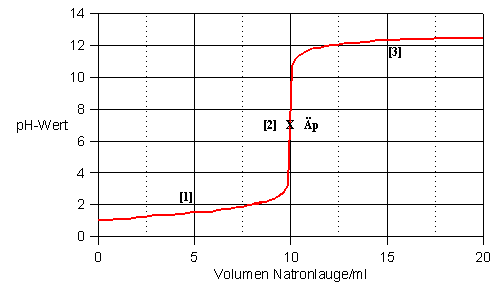
Bereits Boyle (1627 - 1691) versucht sich über den Charakter von Säuren und Basen klar zu werden. 1883 gelingt es Arrhenius (1859 - 1927) eine brauchbare Theorie zu entwickeln, die allerdings auf Wasser und OH–haltige Lösemittel beschränkt bleibt. Mit der 1923 von Brönsted (1879 - 1947) und Lowry (1874 - 1936) gefundenen Theorie lassen sich Säure-Base-Reaktionen gut erklären. Nach Brönsted sind Säuren Protonen-Donatoren und Laugen Protonen-Akzeptoren. Säure-Base-Reaktionen sind Gleichgewichts-Reaktionen (Protolysen) an denen stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt sind. Eine wichtige Größe ist der pH-Wert, der als der negative dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der H+-Ionen-Konzentration definiert ist.

Im Folgenden sind einige, zum Verständnis von Titrationskurven wichtige Begriffe definiert:

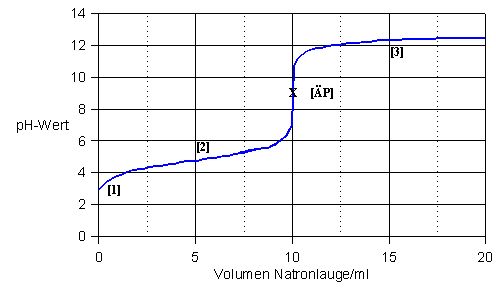
1. Die **Titration** ist eine quantitative, analytische Methode, bei der die Zusammensetzung einer Lösung (Analyt) durch sorgfältige Zugabe einer Reagenz-Lösung (Titrant), deren Konzentration und Stoff-Menge bekannt ist, bestimmt wird. Die Zugabe muss bis zur vollständigen Umsetzung erfolgen; die Menge an verbrauchtem Titrant gibt an wie viel Analyt vorhanden ist.
2. Unter einer **Titrationskurve** versteht man die graphische Darstellung des Verlaufes einer Titration; auf der Abszisse wird der Titrationsgrad bzw. der Verbrauch an Titrant aufgetragen, auf der Ordinate der pH-Wert.
3. Der **Äquivalenz-Punkt**, der theoretische End-Punkt der Titration, ist der Punkt bei dem die Menge des zugesetzten Titranten der Menge an verbrauchtem Analyt äquivalent ist.
4. Der **Neutralpunkt** ist der Punkt einer Neutralisations-Reaktion, an dem die Menge an OH--Ionen gleich der Menge an H+-Ionen ist, der pH = 7.
5. Ein**Puffer** ist eine Mischung aus einer schwachen Säure/Base und ihrer konjugierten Base/Säure. Puffer-Lösungen können bei Säure- oder Basen-Zugabe pH-Wert-Änderungen in einem bestimmten Bereich ausgleichen.

# Typen

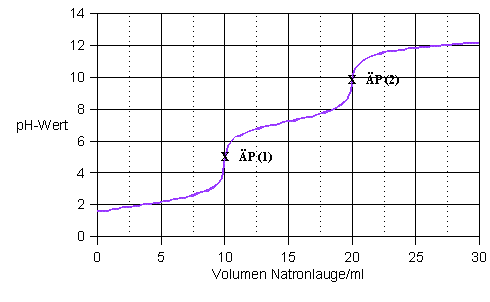
* Titration einer starken Säure (HCl) mit einer starken Base (NaOH)



* + - 1. Die Kurve lässt sich in die Bereiche [1] vor Erreichen des ÄP (säure-dominiert, H+-Überschuss, Abhängig von c0 (Säure)), [2] am ÄP (hier bei pH= 7; Sonderfall, nur bei starker Säure mit starker Base!) und [3] nach dem ÄP (basen-dominiert, OH--Überschuss, Abhängig von Art und Stärke der Base) einteilen. Der pH-Sprung ist gut zu erkennen.
* Titration einer schwachen Säure (Essigsäure) mit einer starken Base (NaOH)



* + - 1. Man erkennt, dass im Vgl. zu a) der pH-Sprung am ÄP flacher wird und der ÄP nicht mehr gleich dem NP ist ( Normalfall, Lage des ÄP bei Titration schwacher Säure mit starker Base im alkalischen im umgekehrten Fall im sauren!). Bereich [1] entspricht dem pH-Wert vor Beginn der Titration, Bereich [2] ist der Puffer-Bereich (± ein pH-Wert um den pKS der entsprechenden schwachen Säure); Bereich [3] ist unverändert. Je schwächer die titrierten Säuren sind umso flacher werden die pH-Sprünge; dies stellt eine Begrenzung der Auswertbarkeit von Titrationskurven dar.
* Titration einer mehrprotonigen Säure (Phosphorsäure) mit NaOH



* + - 1. Es treten mehrere pH-Sprünge auf, ein Sprung je Teil-Abgabe eines Protons. Ebenfalls zeigen sich für jede Teil-Protolyse entsprechende Puffer-Bereiche. Hier wird eine weitere Grenze von Titrationskurven sichtbar: Phosphorsäure müsste als dreiprotonige Säure auch drei pH-Sprünge und drei Puffer-Bereiche haben. Der dritte Puffer-Bereich tritt bei einem pH von 12,15 auf, liegt also außerhalb des Mess-Bereiches, der durch die Base beschränkt ist.

# Beispiel: Titration von Essigsäure mit Natronlauge

**Versuch**: Unter Zuhilfenahme des Computer-Programms „Uni mess light“ wird die Titration von Essigsäure mit Natronlauge durchgeführt. Die Base befindet sich in einer Gleichlauf-Bürette (eine Bürette, die pro Zeit-Einheit die gleiche Menge an Base zur Säure zutropfen lässt), in einem Becherglas mit Rührfisch die Säure. Eine pH-Elektrode, welche mit einem Alchemist verbunden ist, misst kontinuierlich den pH-Wert. Der Laptop wird an den Alchemist angeschlossen. Der Versuch dient nur der Visualisierung des Verlaufes der Titration, weswegen auf quantitative Angaben verzichtet wird.

Berechnung des Titrationsverlaufes:

* 1. **Schritt Formulierung der Titrationsgleichung**
  2. **Schritt: Berechung des Volumens VB, das zum Erreichen des ÄP nötig ist**
     + 1. Am ÄP gilt:
  3. **Schritt: Bereichung des pH an verschiedenen Stellen der Titrationskurve**
  4. Region:

pH = 3,23

* 1. Region: Puffer-Bereich: Anwenden der Henderson-Hasselbalch-Gleichung bei VB= 3,00 mL

für VB= 5,00 mL gilt:

* 1. Region:

Analog der Berechnung in 1. Region:

pOH = 5,51

pH = 8,49

* 1. Region: pH-Wert bei VB = 12,00 mL

pOH = 2,49

pH = 11,51

1. **Zusammenfassung**: fehlt.
2. **Abschluss**: fehlt.

**Quellen:**

1. Daniel C. Harris, “Lehrbuch der Quantitativen Analyse“, Vieweg Lehrbuch, Braunschweig/Wiesbaden, 1998
2. Latscha/Klein, „Anorganische Chemie“, Springer Lehrbuch, Berlin/Heidelberg 1996, 7.Auflage
3. Atkins/Beran, „Chemie – einfach alles“, VCH, Weinheim 1996, 1. Auflage
4. Skript „Grundvorlesung AC1“ von Prof. Dr. Wrackmeyer, Universität Bayreuth
5. <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/indikator/indi02b.htm>; (Quelle verschollen, 17.12.2020)
6. <http://ac16.uni-paderborn.de/lehrveranstaltungen/_aac/prakt/titrat/titrat.html>; (Quelle verschollen, 17.12.2020)