

22. Elektrochemie (1)

Versuch 22.1. Leitfähigkeitstitation $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

Literatur:

Jansen./ Kenn / Flintjer / Peper : Elektrochemie
Aulis Verlag Deubner & Co KG, Köln, 4.verb.Auflage 1994, Lehrerausgabe

Glöckner / Jansen / Weißenhorn (Hrsg.): Handbuch der experimentellen
Schulchemie Bd. 6 Elektrochemie. Aulis Verlag Deubner & Co. Köln 1994

Sicherheit: Schutzbrille, Peleusball zum Ansaugen beim Pipettieren verwenden

Entsorgung: Ba(OH)_2 -Reste in Behälter: Schwermetalle,
 BaSO_4 -Reste und verd. Säuren: Ausguss

Info

Zur quantitativen Bestimmung des Gehaltes von Säuren oder von Laugen verwendet man gern die Neutralisations-Titration: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Jeweils ein H_3O^+ -Ion reagiert mit einem OH^- -Ion und bildet zwei Wassermoleküle. Ist die Zahl der einen Ionenart bekannt (z.B. H_3O^+ -Ionen in Mol pro Volumina) kann man auf die Zahl bzw. Konzentration der anderen Ionenart (OH^- -Ionen) schließen. Den genauen Endpunkt einer solchen Titration ermittelt man z.B. mit einem farbigen Indikator. Universalindikator ist bei einem Überschuß an H_3O^+ -Ionen rot, bei $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{OH}^-$ grün und bei einem Überschuß an OH^- -Ionen blauviolett gefärbt. Eine andere Methode ist die Ermittlung der elektrischen Leitfähigkeit. Sie ändert sich charakteristisch bei der Reaktion bzw. Titration

Beispiel: $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

genauer: $\text{Ba}^{2+} + 2(\text{OH})^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow (\text{Ba}^{2+}\text{SO}_4^{2-}) \downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$

Das heißt, bei genauem stöchiometrischen Umsatz liegen keine frei beweglichen Ionen vor. Die Ba^{2+} - und die SO_4^{2-} -Ionen sind im unlöslichen Niederschlag des Bariumsulfates unbeweglich und das gebildete Wasser enthält praktisch keine Ionen. Bei laufender Zugabe von Schwefelsäure (bekanntes Gehaltes) zu einer Bariumhydroxidlösung unbekanntes Gehaltes sinkt am Äquivalenzpunkt ($n \text{H}_3\text{O}^+ = m \text{OH}^-$) die elektrische Leitfähigkeit auf ein Minimum.

Im folgenden Experiment soll dieses ermittelt werden.

1 mL 0,1 molare H_2SO_4 / 0,1 mmol oder 17,13 mg Ba(OH)_2

Durchführung

a) Quantitative Titration

- Baue eine Versuchsanordnung wie abgebildet auf.
- Bereite eine Wertetabelle zum Protokollieren vor (verbrauchte ml 0,1 M H_2SO_4 / mA).
- Gib mit einer Vollpipette (Peleusball verwenden!) genau 20 mL einer zu analysierenden Ba(OH)_2 -Lösung in ein Becherglas.
- Fülle mit destilliertem Wasser auf etwa 100 mL auf.
- Schließe den Leitfähigkeitsprüfer an und stelle den Rührer an.
- Lasse langsam in ml-Schritten Schwefelsäure aus der Bürette zutropfen.
- Fertige mit Hilfe der Wertetabelle einen Graphen an.
- Erkläre den Kurvenverlauf und errechne die Konzentration (mol Ba(OH)_2 /Liter) der Lösung.

22. Elektrochemie (2)

b) Qualitative Version (Demoversuch)

Soll nur das Prinzip der Reaktion verdeutlicht werden, kann man zur Demonstration als Anzeigegerät eine 230 V Lampe verwenden. Die Lampe erlischt am Äquivalenzpunkt. Vorsicht beim Arbeiten mit 230 V! Nur Lehrerversuch !

