


2.2 V 2 – Bestimmung des Löslichkeitsprodukt von Calciumhydroxid durch Neutralisationstitation mit Salzsäure

Der Versuch zeigt, dass das Löslichkeitsprodukt auch anhand einer Neutralisationstitation berechnet werden kann. Dabei neutralisieren die Hinzugefügten Oxonium-Ionen aus der Säure die vorliegenden Hydroxid- Ionen der Salzlösung. Über das benötigte Volumen der Säure kann dann auf die Gesamtkonzentration der Hydroxid-Ionen geschlossen und letztendlich das Löslichkeitsprodukt berechnet werden.

Gefahrenstoffe		
Calciumhydroxid	H: 315- 318 -335	P: 260- 302+352
Natronlauge (c = 0,1 mol/L)	H: 290 -314	P: 280- 301+330+331-305+338+351
Salzsäure (c = 0,1 mol/L)	H: -	P: -
Phenolphthalein-Lösung (0,1 %ige Lösung)	H: 226	P: -
		

Materialien: Erlenmeyerkolben, Stativ, Klemme, Muffe, Bürette, Trichter, Pipette, Peleusball

Chemikalien: Calciumhydroxid, Natronlauge (c = 0,1 mol/L), Salzsäure (c = 0,1 mol/L), Phenolphthalein-Lösung (0,1%ige Lösung)

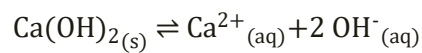
Durchführung: Es wird eine gesättigte Calciumhydroxidlösungen mit Natronlauge (c = 0,1 mol/L) angesetzt. Von dieser gesättigten Lösung werden 20 mL in einen Erlenmeyerkolben vorgelegt und mit einigen Tropfen Phenolphthalein-Lösung (5% in Ethanol/Wasser) versetzt. Anschließend wird die Bürette mit Salzsäure (c = 0,1 mol/L) gefüllt.
Die Lösung wird bis zur Entfärbung Salzsäure titriert und das benötigte Volumen an Salzsäure wird notiert.

Beobachtung: Es wurden 22 mL bis zur Entfärbung der Lösung benötigt.



Abb. 1 – Versuchsaufbau

Durchführung: Für die Lösung soll das Löslichkeitsprodukt des Calciumhydroxids berechnet werden.



Unter Berücksichtigung der stöchiometrischen Koeffizienten kann die Gleichung für das Löslichkeitsproduktes $K_L(\text{Ca(OH)}_2)$ aufgestellt werden:

$$K_L(\text{Ca(OH)}_2) = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^{-})$$

Als erstes wird die Konzentration der Hydroxid-Ionen in der Lösung berechnet. Es gilt: $n(\text{OH}^{-}) = n(\text{HCl})$

$$V(\text{HCl}) = 0,022 \text{ L}$$

$$V(\text{Ca(OH)}_2) = 0,020 \text{ L}$$

$$c(\text{OH}^{-}) \cdot V(\text{OH}^{-}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$c(\text{OH}^{-}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{OH}^{-})}$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,022 \text{ L}}{0,020 \text{ L}} = 0,11 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Für die Berechnung des Löslichkeitsproduktes muss abschließend noch die Konzentration der Hydroxid-Ionen berücksichtigt werden, die bereits aus der Natronlauge stammen:

$$c(\text{OH}^-)_{\text{NaOH}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{OH}^-)_{\text{gesamt}} - c(\text{OH}^-)_{\text{NaOH}} = c(\text{OH}^-)_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Der Reaktionsgleichung des Lösungsvorganges von Calciumhydroxid kann entnommen werden, dass in der Calciumhydroxid-Lösung doppelt so viele Hydroxid-Ionen wie Calcium-Ionen vorliegen. Daher gilt $c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot c(\text{OH}^-)$. Dies muss bei der Berechnung der Konzentration der Calcium-Ionen berücksichtigt werden:

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot c(\text{OH}^-)_{\text{Ca(OH)}_2}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Für das Löslichkeitsprodukt ergibt sich demnach:

$$K_L(\text{Ca(OH)}_2) = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-)$$

Für die Berechnung des Löslichkeitsproduktes muss beachtet werden, dass Letzteres immer vom verwendeten Lösemittel abhängt. Dadurch, in diesem Versuch in Natronlauge verwendet wurde, liegen dort bereits Hydroxid-Ionen vor, welche natürlich beeinflussen, wieviel Calciumhydroxid sich darüber hinaus noch maximal lösen lassen. Daher ergibt sich folgendes Löslichkeitsprodukt für die Löslichkeit von Calciumhydroxid in 0,1 molarer Natronlauge:

$$K_L(\text{Ca(OH)}_2)_1 = 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 = 5 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}$$

... sowie folgendes Löslichkeitsprodukt von Calciumhydroxid in Wasser (hier werden die bereits vorhandenen Hydroxid-Ionen mit in die Gleichung aufgenommen):

$$K_L(\text{Ca}(\text{OH})_2)_2 = 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(0,11 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 = 6,05 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}$$

In beiden Fällen löst sich natürlich die exakt gleiche Menge Calciumhydroxid; die unterschiedlichen Werte ergeben sich nur aus dem Betrachtungswinkel bzw. daraus, dass unterschiedliche Vorbedingungen hinsichtlich des Lösemittels angenommen werden. Entsprechend kleiner ist K_{L1} auch im Vergleich zu K_{L2} .

Bei einem Vergleich von K_{L2} mit dem Literaturwert $K_L(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 5,02 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}$ fällt auf, dass eine Abweichung von $1,03 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}$ (20,5 %) zwischen dem experimentell ermittelten und dem in der Literatur angegebenen Wert vorhanden ist. Dieser leicht zu große Wert lässt sich durch kleine Ungenauigkeiten erklären und auch darüber, dass eventuell noch sehr kleine Mengen festes Calciumhydroxid in der Lösung vorhanden waren.

Entsorgung: Mit viel Wasser verdünnen und im Abfluss entsorgen.

Literatur: nach N.N, http://www.uni-muenster.de/imperia/md/content/didaktik_der_chemie/acpraktikum/praktikumsvorschriften_kapitel_7.pdf
(zuletzt aufgerufen am 21.08.2014 um 23:32 Uhr)

Handbook of Chemistry and Physics. CRC Press. New York, 2008-2009

Der Versuch „Bestimmung des Löslichkeitsprodukts von Calciumhydroxid durch Neutralisationstiteration mit Salzsäure“ kann nach dem Versuch V 3 „Löslichkeitsprodukt von Calciumhydroxid, Magnesiumhydroxid und Bariumhydroxid durch pH-Wert-Messung“ als Lehrerdemonstrationsversuch vorgeführt werden, da die Berechnung des Löslichkeitsproduktes mit dieser Methode anspruchsvoller ist als in V 3 und die Grundlage aus V 3 von den SuS bereits verstanden sein sollte.