

Grundlagen der Chemie Teil I

WS 2001/2002-01-09

Praktikumsprotokoll

Versuch 10 : Erstellen einer Löslichkeitskurve von Borax

Von:

Annika Dettloff, Mtknr.: 200 1214 116

Joanna Swidlinski, Mtknr.: 200 124 158

Grundpraktikum der Chemie Teil I

Annika Dettloff, Mtknr.: 200 124 116
Joanna Swidlinski, Mtknr.: 200 124 158

Praktikum vom 03.01.2002

Versuch: Erstellen einer Löslichkeitskurve von Borax

Literatur: Internet

Theoretische Grundlagen:

di- Natriumtetraborat-Decahydrat ist auch unter dem Namen Borax bekannt. Es ist nach dem gleichnamigen Mineral benannt, das in der Natur weiße monokline Kristalle bildet. Es ist gut in Wasser und Glycerin löslich. Mit Säuren wird Borax zu Borsäure zersetzt. Die Formel $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$ ist irreführend, weil man anstatt eines Kristalls eine wässrige Lösung erwarten könnte. Borax wird heute ausschließlich aus dem kristallwasserärmeren Boraxmineral Kernit gewonnen. Der Name leitet sich vom persischen „burah“ ab. Borax wird für Glasuren auf Steingut, Porzellan oder Emailprodukten verwendet. Es dient als Flussmittel beim Hartlöten, ist ein wichtiger Rohstoff zur Herstellung von Borsäure und Perboraten.

Verwendete Geräte:

Becherglas (100ml)
4 Messkolben (100ml)
Reagenzgläser
Vollpipette
4 Erlenmeyerkolben (250ml)
Bürette
Thermometer mit $1/10^\circ\text{C}$ -Einteilung
Bunsenbrenner, Vierfuß mit Ceranplatte
Glasstab
Eismaschine

Verwendete Chemikalien:

Borax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$) gesundheitsschädlich, RSE-Sätze: R22, E1
Methylrot-Lösung (Indikator)
Salzsäure (0,1 mol/l)
Maßlösung

Versuchsdurchführung:

Man wägt 30g Borax ab und gibt dies mit 50ml Wasser (mittels Vollpipette ermitteln) in ein 100ml Becherglas. Das Gemisch wird unter Rühren auf 65°C erwärmt. Daraufhin lässt man die gesättigte Lösung abkühlen. Kratzt man nun mit einem Glasstab die Innenseiten des Becherglases an, kristallisiert das Borax an dieser Stelle wieder aus. Hat das Thermometer ca.

58°C erreicht, füllt man 5ml der Lösung in ein Reagenzglas. Dieses wurde vorher graduiert, indem man mit einer Messpipette 5ml Wasser einfüllt und die Füllhöhe markiert. Die im Reagenzglas befindlichen 5 ml werden nun in einen Messkolben überführt, Reste im Reagenzglas werden mit wenig Wasser ausgewaschen und ebenfalls überführt. Der Messkolben wird mit 2/3 Wasser gefüllt, kräftig geschüttelt, so dass sich das Borax löst und anschließend bis zur Ringmarke aufgefüllt. Genau auf diese Weise verfährt man mit 3 weiteren Proben, die man nach Erreichen der Temperaturen 50°C, 40°C und 30°C entnimmt. So erhält man 4 Messkolben mit Boraxlösung. Um die Temperatursenkung schneller herbeizuführen, kühlt man mit Eis.

Zur Analyse entnimmt man den Messkolben jeweils 10ml Lösung (Vollpipette) und titriert diese in einem Erlenmeyerkolben mit Salzsäure gegen Methylorange als Indikator. Jede Lösung sollte zweimal titriert werden (aus mangelnder Zeit hier nicht geschehen!!) Die Analyse beginnt direkt nach Entnahme der Lösungen.

Auswertung:

Nummer der Lösung	Temperatur °C	Verbrauch an HCl (ml)	Konzentration titrierter Lösung (mol/l)	Konzentration gesättigter Lösung (mol/l)
1.	58°C	13,3ml	0,133mol/l	2,66mol/l
2.	50°C	10ml	0,1mol/l	2mol/l
3.	40°C	4,9ml	0,049mol/l	0,98mol/l
4.	30°C	3,7ml	0,037mol/l	0,74mol/l

Rechnung:

Gegben: $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$

Verbrauch (HCl) = 13,3ml = 0,0133l

10ml = 0,01l

4,9ml = 0,0049l

3,7ml = 0,0037l

V (Borax) = 10ml = 0,01l

Gesucht: $c(\text{Borax}) = ?$

$$n/V = c$$

◇

$$n = c \times V$$

◇

$$c \times V = c \times V$$

◇

$$c = c \times V / V$$

$$c(\text{Borax}) = c(\text{HCl}) \times \text{Verbrauch} / V(\text{borax}) \quad [\times 20]$$

Will man die Konzentration der gesättigten Lösung berechnen muß man die Ergebnisse mit 20 multiplizieren, da man 5 ml der gesättigten Lösung auf 100ml verdünnt hat und diese titriert hat. Die Multiplikation hebt die Verdünnung auf. (Siehe Tabelle)

Diskussion der Ergebnisse:

Aufgrund von Zeitmangel konnten keine Messungen doppelt ausgeführt werden, was Fehler und abweichende Werte wahrscheinlich macht. Auch bei der Messung an sich können Fehler unterlaufen sein.