

## **7 Chemische Prüfung: Qualitative Bestimmung von Ionen**

Nachfolgend wird beschrieben, wie die Ionen einiger häufig im Baufach auftretenden Elemente bestimmt werden können.

Dabei handelt es sich zunächst um reine Stoffe, in denen die verschiedenen Ionen im flüssigen oder festen Aggregatzustand d.h. in einer Lösung oder in einem Salz nachgewiesen werden sollen. Dazu ist jeweils ein Versuch durchzuführen, der in der Übung beschrieben wird.

Später werden Bausubstanzen untersucht, in denen mehrere dieser Elemente vorliegen.

### **7.1 Nachweis von Anionen**

#### **Chlorid-Ionen**

##### Vorgehensweise:

Die Lösung wird mit verdünnter Salpetersäure  $\text{HNO}_3$  angesäuert.

Dann wird etwas Silbernitratlösung  $\text{AgNO}_3$  hinzu gegeben.

Bei Anwesenheit von Chlorid-Ionen  $\text{Cl}^-$  erhält man einen weißen Niederschlag an nicht löslichem Silberchlorid  $\text{AgCl}$ .

##### Übung:

Löse etwas Calcium-, Kalium- oder Natriumchlorid in destilliertem Wasser und weise die Chlorid-Ionen nach.

#### **Nitrat-Ionen**

##### Vorgehensweise:

In ein Reagenzglas wird etwas festes Eisen(II)-sulfat  $\text{FeSO}_4$  gegeben. Dann wird die zu untersuchende Lösung eingefüllt und anschließend wird etwas verdünnte Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dazu gegeben.

Dann wird die Lösung mit konzentrierter Schwefelsäure unterschichtet. Dazu läßt man die Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  langsam an der Innenwand des schräg gehaltenen Reagenzglases hinunterfließen.

Bei Anwesenheit von Nitrat-Ionen  $\text{NO}_3^-$  bildet sich ein violett-brauner Ring an der Grenzfläche der Flüssigkeiten.

##### Übung:

Löse etwas Calcium-, Kalium- oder Natriumnitrat in destilliertem Wasser und weise die Nitrat-Ionen nach.

#### **Sulfat-Ionen**

##### Vorgehensweise:

Die Lösung wird mit verdünnter Salzsäure  $\text{HCl}$  angesäuert.

Dann werden einige Tropfen Bariumchloridlösung  $\text{BaCl}_2$  hinzu gegeben.

Bei Anwesenheit von Sulfat-Ionen  $\text{SO}_4^{2-}$  erhält man einen weißen Niederschlag an nicht löslichem Bariumsulfat  $\text{BaSO}_4$ .

##### Übung:

Verdünne etwas Schwefelsäure mit viel Wasser oder löse etwas Natriumsulfat  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  in destilliertem Wasser und weise die Sulfationen nach.



## Carbonat-Ionen

### Vorgehensweise:

In ein erstes Reagenzglas wird etwas Kalkwasser gegeben.

Die zu untersuchende feste Substanz wird mit etwas verdünnter Salzsäure in ein zweites Reagenzglas gegeben, dann wird das Reagenzglas sofort mit einem Stopfen mit Gasüberleitungsrohr verschlossen. Das andere Ende des Rohres wird in die Lösung des ersten Reagenzglases gesteckt.

Bei Anwesenheit von Carbonationen bildet sich im ersten Reagenzglas Kohlendioxid  $\text{CO}_2$  (Aufbrausen), das mit dem Kalkwasser einen trüben, nicht löslichen Niederschlag an Calciumcarbonat  $\text{CaCO}_3$  bildet.

### Übung:

Verwende etwas Kalk oder Marmor und weise die Carbonationen nach.

## 7.2 Nachweis von Kationen

### Natrium-Ionen

#### Vorgehensweise:

Das Salz wird mit etwas Wasser, eventuell mit verdünnter Salzsäure zu einem Brei angefeuchtet und dann auf ein Magnesiastäbchen (sehr temperaturbeständig) oder einen ausgeglühten Platindraht gegeben.

Das Stäbchen wird in die nichtleuchtende Flamme des Bunsenbrenners gehalten.

Bei Anwesenheit von Natriumionen  $\text{Na}^+$  erhält die Flamme eine charakteristische, gelbe Flammenfärbung.

#### Übung:

Untersuche Natriumchlorid und weise die Natrium-Ionen nach.

### Kalium-Ionen

#### Vorgehensweise:

Das Salz wird mit etwas Wasser, eventuell mit verdünnter Salzsäure zu einem Brei angefeuchtet und dann auf ein Magnesiastäbchen (sehr temperaturbeständig) oder einen ausgeglühten Platindraht gegeben.

Das Stäbchen wird in die nichtleuchtende Flamme des Bunsenbrenners gehalten.

Bei Anwesenheit von Kaliumionen  $\text{K}^+$  erhält die Flamme kurzzeitig eine charakteristische, blaßviolette Flammenfärbung. Betrachte die Flammenfärbung durch ein Kobaltglas.

#### Übung:

Untersuche Kaliumsulfat und weise die Kalium-Ionen nach.



## Calcium-Ionen

### Vorgehensweise:

1. Das **Salz** wird mit etwas Wasser, eventuell mit verdünnter Salzsäure zu einem Brei angefeuchtet und dann auf ein Magnesiastäbchen (sehr temperaturbeständig) oder einen ausgeglühten Platindraht gegeben.

Das Stäbchen wird in die nichtleuchtende Flamme des Bunsenbrenners gehalten.

Bei Anwesenheit von Calciumionen  $\text{Ca}^{2+}$  erhält die Flamme eine charakteristische, ziegelrote Flammenfärbung.

2. Zu der **Lösung** werden etwas schwache Essigsäure  $\text{CH}_3\text{COOH}$  oder Ammoniak  $\text{NH}_4\text{OH}$  gegeben.

Dann wird etwas Ammoniumoxalat  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  zu der Lösung gegeben.

Bei Anwesenheit von Calciumionen  $\text{Ca}^{2+}$  erhält man einen weißen Niederschlag an nicht löslichem Calciumoxalat  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ .

### Übung:

1. Untersuche festes Calciumchlorid und weise die Calcium-Ionen nach.
2. Bringe etwas Calciumchlorid in Lösung und weise die Calciumionen nach.

## Magnesium-Ionen

### Vorgehensweise:

Zu der Lösung wird etwas Dinatriumhydrogenphosphat  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  gegeben.

Bei Anwesenheit von Magnesiumionen  $\text{Mg}^{2+}$  erhält man einen weißen Niederschlag.

Da es sich bei dem Niederschlag auch um andere Ionen handeln könnte, muß bei der Versuchsdurchführung wie folgt fortgefahren werden:

Durch Zugabe von Ammoniumchlorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$  muß der Niederschlag zunächst verschwinden.

Bei Anwesenheit von Magnesium-Ionen  $\text{Mg}^{2+}$  muß sich durch anschließende Zugabe von Ammoniumhydroxid  $\text{NH}_4\text{OH}$  erneut ein Niederschlag bilden. Es handelt sich hierbei um nicht lösliches Magnesiumammoniumphosphat  $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

### Übung:

Löse etwas Magnesiumchlorid in destilliertem Wasser und weise die Magnesium-Ionen nach.

## Eisen(II)-Ionen

### Vorgehensweise:

Zu der Lösung wird etwas Kaliumhexacyanoferrat(III)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  gegeben.

Bei Anwesenheit von Eisen(II)-Ionen  $\text{Fe}^{2+}$  erhält man eine blaue Färbung der Lösung, sogenanntes Turnbolls Blau, durch Bildung von Eisen(III)-hexacyanoferrat(II)  $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ .

### Übung:

Löse etwas Eisensulfat in destilliertem Wasser und weise die Eisen-Ionen nach.



## Eisen(III)-Ionen

### Vorgehensweise:

1. Zu der Lösung wird etwas Ammoniumthiocyanat  $\text{NH}_4\text{SCN}$  gegeben.

Bei Anwesenheit von Eisen(III)-Ionen  $\text{Fe}^{3+}$  erhält man eine tiefrote Färbung der Lösung durch Bildung von Eisenthiocyanat  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ .

2. Zu der Lösung wird etwas Kaliumhexacyanoferrat(II)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  gegeben.

Bei Anwesenheit von Eisen(III)-Ionen  $\text{Fe}^{3+}$  erhält man eine blaue Färbung der Lösung, sogenanntes Berliner Blau, durch Bildung von Eisen(III)-hexacyanoferrat(II)

$\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ .

### Übung:

Löse etwas Eisenchlorid in destilliertem Wasser und weise die Eisen-Ionen mit beiden Methoden nach.

## Aluminium -Ionen

### Vorgehensweise:

Zu der Lösung werden etwas Ammoniumchlorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$  und Ammoniumhydroxid  $\text{NH}_4\text{OH}$  gegeben.

Wenn sich ein weißer Niederschlag bildet, können dies Aluminiumionen  $\text{Al}^{3+}$  in Form von nicht löslichem Aluminiumoxid sein.

Dies wird überprüft, indem man die Lösung mit dem Niederschlag durch ein angefeuchtetes Filterpapier filtriert. Das Gel, das zurück bleibt, wird in eine Magnesiumrinne gefüllt und über der Flamme getrocknet.

Auf die getrocknete Substanz wird ein kleiner Tropfen stark verdünnter Kobaltchlorid-Lösung  $\text{CoCl}_2$  gegeben. Die Magnesiumrinne wird erneut erhitzt.

Färbt die Substanz sich nun blau, handelte es sich in der Lösung tatsächlich um Aluminiumionen.

### Übung:

Löse etwas Aluminiumchlorid in destilliertem Wasser und weise die Aluminiumionen nach.