

# SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

**Auszug aus:**

***Komplexometrische Bestimmungen von Magnesiumionen in Bittersalzlösungen***

Das komplette Material finden Sie hier:

[School-Scout.de](http://School-Scout.de)



II.G.3

Komplexchemie

**Komplexometrische Bestimmungen von Magnesiumionen in Bittersalzlösungen**

Ein Beitrag von Hebert Gün



Magnesiumsalze ist ein gängiges Beispiel für ein in Wasser leicht lösliches Salze eines Erdalkalimetalls und stehen im Oberbereich nahezu aller Jahrgangsstufen präsent. Mit der Erwingen von Indikatorlösungen sind die Magnesiumsalze die Bittersalzlösungen. Magnesiumsalze hat die Eigenschaften, Naturvorgangsgeschwindigkeit und plasmatische Wirkstoff einen hohen Anwesenheitsbereich. Die Erwingen der Magnesiumsalze zur Bildung von Komplexbildung sind sich nicht mit der Ausdrücklichkeit der Salze, die ist die Grundlage der Bildung stabiler Komplexe und einer komplexometrischen Bestimmung.

**KOMPETENZPROFIL**

**Klassenstufe:**

11-13

**Quelle:**

1. Bittersalzlösungen (Bittersalzlösungen)

**Kompetenzen:**

1. Strukturformeln und Theorien für Stoffeigenschaften beschreiben, anwenden und übertragen. 2. Experimentelle Untersuchungen durchführen, beschreiben und auswerten, Gefährdungsbeurteilung durchführen. 3. Struktur und Wirkung von Stoffen in der Alltaglichen Anwendung identifizieren und beschreiben.

**Thematische Bereiche:**

Salze, Löslichkeit, Nüchternaggregation, Koordinative Bindung, Lösungsreaktion, Prozess von Ionen aus Zwing, pH-Wert, Puffer, komplexometrische Titration

## II.G.3

### Komplexchemie

# Komplexometrische Bestimmungen von Magnesiumionen in Bittersalzlösungen

Ein Beitrag von Hubert Giar



© Stefan Mokrzecki/Photodisc

Magnesiumsulfat ist das gängige Beispiel für ein in Wasser leicht lösliches Sulfat eines Erdalkalimetalls und daher im Chemieunterricht nahezu aller Jahrgangsstufen präsent. Mit der Bindung von Kristallwasser wird aus Magnesiumsulfat das Bittersalz Epsomit. Magnesiumsulfat hat als Düngemittel, Nahrungsergänzungsmittel und pharmazeutischer Wirkstoff einen breiten Anwendungsbereich. Die Neigung der Magnesiumionen zur Bildung von Ionenaggregaten zeigt sich schon mit der Ausbildung der Hydrathüllen der Ionen. Sie ist die Grundlage für die Bildung stabiler Chelatkomplexe und einer komplexometrischen Bestimmung.

---

#### KOMPETENZPROFIL

<b>Klassenstufe:</b>	11–13
<b>Dauer:</b>	7 Unterrichtsstunden (Doppelstunden)
<b>Kompetenzen:</b>	1. Gesetzmäßigkeiten und Theorien fachspezifisch beschreiben, anwenden und überprüfen. 2. Experimente nach Anleitungen durchführen, beschreiben und auswerten, Gefährdungspotenziale einschätzen. 3. Einsatz und Wirkung von Stoffen in der alltäglichen Anwendung reflektieren und beurteilen.
<b>Thematische Bereiche:</b>	Salze, Löslichkeit, Teilchenaggregate, koordinative Bindung, Lösungsenthalpie, Prinzip vom kleinsten Zwang, pH-Wert, Puffer, komplexometrische Titration

---

## Hintergrundinformationen

Die Einführung in das Thema erfolgt durch die Betrachtung des Vorkommens von Magnesiumsulfat-Hydraten als Rohstoff in Salzlagerstätten. Magnesiumsulfatlösungen können vergleichsweise große Dichten annehmen und werden als Schwebebäder genutzt. Die Dichten solcher Salzlösungen werden im Schülerversuch **M 1** experimentell bestimmt.

Ausgehend von den Hydrathüllen der Ionen in wässrigen Lösungen werden komplexe Verbindungen mit einfachen Liganden und mehrzähligen Liganden entwickelt (**M 2**). Die Bildung des Chelat-Komplexes der Magnesiumionen mit dem mehrzähligen Ligand aus dem Ethylendiamintetraacetat-Anion ist besonders stabil und die Grundlage für komplexometrische Bestimmungen. Die entsprechenden Titrations können mit einem markanten Farbumschlag und sehr guten Ergebnissen durchgeführt werden und sind daher für Schülerexperimente in besonderem Maße geeignet. Hier sind Experimente zur Überprüfung der Formel von Bittersalz und zur Löslichkeit des Bittersalzes bei unterschiedlichen Temperaturen ausgearbeitet (**M 3, M 4**). Die Anwendung des „Prinzips vom kleinsten Zwang“ auf die Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit führt zu einer Hypothese zu dem energetischen Verlauf des Lösungsvorganges von Magnesiumsulfat-Heptahydrat. In der Folge wird die Lösungsenthalpie des Magnesiumsulfat-Heptahydrats kalorimetrisch bestimmt, ergänzend auch die des Magnesiumsulfats. Die Enthalpie der Reaktion mit der Bildung des Magnesiumsulfat-Heptahydrats aus dem Magnesiumsulfat und Wasser wird mithilfe des „Satzes von Hess“ ebenfalls aus den Versuchsergebnissen hergeleitet (**M 5**). Die Verwendung des wasserfreien Magnesiumsulfats als Trockenmittel schließt sich an (**M 6**). Neben den Nahrungsergänzungsmitteln mit Magnesiumsulfat-Heptahydrat werden auch solche mit Zinkverbindungen und Calciumverbindungen betrachtet. Die Experimente zur komplexometrischen Bestimmung der Zink- und Calciumionen sind ebenfalls einfach durchzuführen und erfolgen mit den gleichen Lösungen, die auch zur Bestimmung der Magnesiumionen eingesetzt werden (**M 7**).

## Hinweise zur Methodik und Didaktik

Die Löslichkeit von Salzen ist in den Lehrplänen thematisiert, insbesondere auch die Löslichkeit der Erdalkalimetallsulfate. Das gilt auch für die Bildung der Ionenaggregate in Salzen mit Kristallwasser und in Salzlösungen. Die Reaktionsenthalpie verbunden mit dem „Satz von Hess“ ist ein zentrales Thema im Chemieunterricht in den gymnasialen Oberstufen, ebenso das „Prinzip vom kleinsten Zwang“, das hier für den Lösungsvorgang auch quantitativ betrachtet wird. Die Titration als eine grundlegende Methode der quantitativen Analyse, die in der Regel in den Schulen nur für Neutralisations- und Redox-Reaktionen durchgeführt werden, wird hier um die komplexometrische Titration ergänzt. Diese ist in Hinblick auf die einfache Handhabung, die Reproduzierbarkeit der Ergebnisse und das geringe Gefährdungspotenzial der eingesetzten Lösungen in besonderem Maße für Schülerexperimente geeignet. Hinzu kommt mit der Analyse von ausgewählten Metallionen, z. B. in Nahrungsergänzungsmitteln, der große Alltagsbezug.

## Durchführung

Die komplexometrische Titration der Magnesiumionen mit einer Dinatriumdihydrogenthylendiamintetraacetatlösung ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{EDTA}$ -Lösung) wird mit dem Versuch zur Bestätigung der molaren Masse von Bittersalz eingeübt. Im Folgenden werden die Löslichkeit und die Lösungsenthalpie von Bittersalz bestimmt, ebenso ausgewählte Metallionen in Nahrungsergänzungsmitteln. Zu den Versuchen sind auch immer tatsächlich ermittelte Ergebnisse angegeben. Die Aufgaben strukturieren in vielen Fällen die Auswertung der Experimente.

Hinzu kommen Aufgaben mit verschiedenen Anspruchsniveaus, die das Thema weiterentwickeln. Der Einstieg erfolgt mit dem Material **M 1** über das Vorkommen und die Anwendungen von Bittersalz. Die Arbeitsblätter **M 2** und **M 3** behandeln die komplexometrische Titration und sind dafür grundlegend. Mit den Materialien **M 4**, **M 5** und **M 6** wird ein in sich geschlossener Themenkomplex zur Energetik und zum chemischen Gleichgewicht betrachtet. Auch das Arbeitsblatt **M 7** mit den Versuchen zu den Nahrungsergänzungsmitteln kann nach der Erarbeitung der Grundlagen eigenständig bearbeitet werden.

#### **Hinweise zum fachübergreifenden Unterricht**

Insbesondere können die Materialien zur Bestimmung der Magnesium-, Zink- und Calciumionen in Nahrungsergänzungsmitteln in fachübergreifenden und fächerverbindenden Projekten zur Ernährung eingebracht werden.

### **Mediathek**

#### **Bücher**

- ▶ Atkins, Peter W. Physikalische Chemie. Wiley- VCH Verlag. Weinheim 2013.  
Das Buch ist ein umfassendes Nachschlagewerk der Physikalischen Chemie. Es befasst sich auch mit der Abhängigkeit von Löslichkeit und Temperatur und enthält einen Tabellenanhang.
- ▶ Schulze, Gerhard u.a.: Maßanalyse. Walter de Gruyter. Berlin 2003.  
In dem Buch ist auch ein ausführliches Kapitel zu komplexometrischen Titration enthalten.

## Auf einen Blick

Ab = Arbeitsblatt, Sv = Schülerversuch



### Vorbemerkung

Die GBU zu den verschiedenen Versuchen finden Sie im **Online-Archiv**.

---

### 1./2. Stunde



**Thema:** Teilchenaggregate

**M 1 (Sv)** Magnesiumsulfat-Hydrat – kristallin und gelöst

**Dauer:** **Vorbereitung:** 30 min, **Durchführung:** 40 min

**Chemikalien:**

- Lösung A (100 ml mit 30 g Magnesiumsulfat und Wasser)
- Lösung B (100 ml mit 30 g Magnesiumchlorid und Wasser)
- Lösung C (100 ml mit 30 g Natriumchlorid und Wasser)

**Geräte:**

- 3 Messkolben (50 ml)
- Waage
- 3 Messzylinder (100 ml, flache Form)
- Magnesium (Bleistiftspitzer, doppelt aus Magnesium ohne Klingen)
- Federwaage (10 g)

**M 2 (Ab)** Liganden – einfach oder mehrzählig

---

### 3./4. Stunde



**Thema:** Komplexometrische Bestimmungen

**M 3 (Sv)** Komplexometrie – leicht durchführbar und genau

**Dauer:** **Vorbereitung:** 30 min, **Durchführung:** 30 min

**Chemikalien:**

- Bittersalz-Lösung A (100 ml Lösung mit 2 g Bittersalz und Wasser)
- Na<sub>2</sub>H<sub>2</sub>EDTA-Lösung (0,1 mol/l)
- ErioT (Lösung aus 0,5 g ErioT und 10 ml Ethanol)  
- Ammoniumpuffer (100 ml Lösung aus 5,35 g NH<sub>4</sub>Cl, 35 ml 25%ige Ammoniak-Lösung und Wasser) 

**Geräte:**

- Bürette (25 ml) mit Stativ
- Erlenmeyerkolben (250 ml)
- Pipette (5 ml, 10 ml) mit Ansaughilfen
- Messzylinder (100 ml)



**M 4 (Sv)** Wasserlöslichkeit – gravimetrisch und komplexometrisch

**Dauer:** **Vorbereitung:** 40 min, **Durchführung:** 40 min

**Chemikalien:**

- Bittersalz
- Na<sub>2</sub>H<sub>2</sub>EDTA-Lösung (0,1 mol/l)
- ErioT (Lösung aus 0,5 g ErioT und 10 ml Ethanol)  
- Ammoniumpuffer (100 ml Lösung aus 5,35 g NH<sub>4</sub>Cl, 35 ml 25%ige Ammoniaklösung und Wasser) 

**Geräte:**

- 4 Erlenmeyerkolben mit Stopfen (100 ml)
- Pipette (5 ml, 10 ml, 25 ml) mit Ansaughilfen
- Waage
- 2 Petrischalen
- 2 Messkolben (250 ml)
- Messzylinder (100 ml)
- 2 Erlenmeyerkolben (250 ml)
- Bürette (25 ml) mit Stativ

## 5./6. Stunde

**Thema:** **Hydratisierung**

**M 5 (Sv)** Lösungsenthalpie – kalorimetrisch und thermodynamisch

**Dauer:** **Vorbereitung:** 30 min, **Durchführung:** 40 min

**Chemikalien:**

- Magnesiumsulfat-Heptahydrat (Bittersalz)
- Magnesiumsulfat (wasserfrei)

**Geräte:**

- Kalorimeter (150 ml) mit bekanntem Wasserwert
- Waage
- Messzylinder (100 ml)
- Magnetrührer mit Rührfisch
- Thermometer (elektronisch, digital)
- Becherglas (50 ml)

**M 6 (Sv)** Hydratationsenergie – hilfreich und schädlich

**Dauer:** **Vorbereitung:** 20 min, **Durchführung:** 30 min

**Chemikalien:**

- Magnesiumsulfat (wasserfrei)
- Scheiben (etwa 5 g, Ø etwa 5 cm) aus Apfel, Kartoffel oder weiterem Obst und Gemüse

**Geräte:**

- 2 transparente Kunststoffbecher mit Deckel (Ø etwa 10 cm, flach)
- 4 Stecknadeln mit großem Kopf
- Waage



## 7. Stunde



### Thema:

**weitere Anwendungen zur Komplexometrie**

### M 7 (Sv)

Zink- und calciumhaltige Nahrungsergänzungsmittel

### Dauer:

**Vorbereitung:** 30 min, **Durchführung:** 60 min

### Chemikalien:

- Tropfen mit Zinksulfat 
- Kaugummis mit Zinkacetat (CB 12 boots)
- Tablette mit Calciumcarbonat
- Na<sub>2</sub>H<sub>2</sub>EDTA-Lösungen (0,1 mol/l, 0,01 mol/l)
- ErioT-Lösung (Lösung aus 0,5 g ErioT und 10 ml Ethanol)  
- Ammoniumpuffer (100 ml Lösung aus 5,35 g NH<sub>4</sub>Cl, 35 ml 25%ige Ammoniaklösung und Wasser) 
- Salzsäure (1 mol/l) 
- Natronlauge (1 mol/l) 
- Mg-EDTA-Lösung (0,25 g Magnesiumsulfat-Heptahydrat in 10 ml Na<sub>2</sub>H<sub>2</sub>EDTA-Lösung (0,1 mol/l))
- Methylorange-Lösung (0,1 %ig in Ethanol)  

### Geräte:

- Messkolben (100 ml)
- Bürette (10 ml) mit Stativ
- Vollpipetten (1 ml, 2 ml, 5 ml, 10 ml) mit Ansaughilfen
- Erlenmeyerkolben (4 x 100 ml, 2 x 250 ml)
- Messzylinder (100 ml)
- Waage
- Trichter mit Filterpapier

# SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

## Auszug aus: *Komplexometrische Bestimmungen von Magnesiumionen in Bittersalzlösungen*

Das komplette Material finden Sie hier:

[School-Scout.de](http://School-Scout.de)



II.G.3

Komplexchemie

### Komplexometrische Bestimmungen von Magnesiumionen in Bittersalzlösungen

Ein Beitrag von Hebert Gün



Magnesiumacetat ist ein gängiges Beispiel für ein in Wasser leicht lösliches Salze eines Übergangsmetalls und ist in der Umwelt reichlich vorhanden. Mit der Bindung von Ethylendiamin wird ein Magnesiumsalz des Bittersalzes (Magnesiumacetat) für die Dargestellte, Naturvorgangsgenese und pharmazeutische Wirkstoffe eines hohen Anreicherungsbereichs. Die Bindung der Magnesiumionen zur Bildung von Komplexbildung liegt sich nicht mit der Ausdrucksformel des Salzes, die ist die Grundlage der Bildung stabiler Komplexe und einer komplexometrischen Bestimmung.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe:

11-13

Quelle:

1. Glycerinester (Doppelbindung)

Kompetenz:

1. Strukturformeln und Theorien für Stoffe beschreiben, anwenden und interpretieren. 2. Experimentelle Untersuchungen durchführen, beschreiben und auswerten, Gefährdungsbeurteilung durchführen. 3. Struktur und Wirkung von Stoffen in der Alltagsumwelt erklären, reflektieren und bewerten.

Thematische Bereiche:

Salze, Löslichkeit, Nucleation, Koordination, Komplexbildung, Übergangsmetalle, Theorie von Ionenpaaren, pH-Wert, Puffer, komplexometrische Titration