

Philipps-Universität Marburg  
FB 15: Chemie  
Experimentalvortrag in der Anorganischen Chemie  
WS 08/09

Protokoll zum Experimentalvortrag in der Anorganischen Chemie

# Magnesium und seine Verbindungen

**angefertigt von:**

**Teresa Maria Albrecht**

# Inhaltsverzeichnis

	<b>Seite</b>
<b>I. Einleitung</b> .....	2
<b>II. Vorkommen</b> .....	2
1. Versuch: Magnesiumnachweis im Chlorophyll .....	3
<b>III. Darstellung in der Technik</b> .....	6
<b>IV. Eigenschaften</b> .....	7
2. Versuch: Verbrennen von Magnesiumpulver .....	7
1. Demonstration: Metallische Eigenschaften von Magnesium .....	9
3. Versuch: Reaktion von Salzsäure mit Magnesium .....	13
<b>V. Physiologische Bedeutung</b> .....	17
4. Versuch: Antazidum Rennie .....	18
<b>VI. Verwendung in der Technik</b> .....	21
2. Demonstration: Magnesium als Opferanode .....	21
5. Versuch: Blitzlichtpulver .....	24
<b>VII. Literatur/Quellen</b> .....	26

## I. Einleitung

Der Name leitet sich von der kleinasiatischen Stadt „Magnesia“ (heutige Türkei) ab, die auch namensgebend für Mangan und Magnetit war. Wenngleich die Heilwirkung von Magnesiumverbindungen schon lange zuvor bekannt war, wurde erst 1755 der Elementcharakter des Metalls von dem Chemiker Joseph Black (1728-1799) entdeckt. Durch Elektrolyse („Amalgam-Verfahren“) konnte 1809 erstmals unreines Magnesium von Sir Humphry Davy (1778-1829) gewonnen werden. 1828 gelang es dann Antoine Bussy (1794 – 1882) eine kleine Menge reines Magnesium herzustellen. Aber erst sechzig Jahre später begann in Deutschland die Produktion von Magnesium in einem größeren Maßstab. Der Herstellungsprozess war eine Schmelzflusselektrolyse von  $\text{KMgCl}_3$  (Carnallit).



Abb. 1<sup>1</sup>: Das Element Magnesium

Das Erdalkalimetall Magnesium steht in der zweiten Hauptgruppe des Periodensystems. Das reaktionsfähige, elektropositive Metall hat die Ordnungszahl 12 und die Elektronenkonfiguration  $[\text{Ne}]3s^2$ . Die Molare Masse beläuft sich auf 24,30 g/mol. Nach Mohs besitzt Magnesium eine Härte von 2.

## II. Vorkommen

Magnesium gehört zu den zehn häufigsten Elementen. Das Metall ist mit einem Massenanteil von 1,94 % in der Erdkruste enthalten. In der Natur kommt Magnesium nur in gebundener Form vor. Zum einen findet man es in Form von Carbonaten beispielsweise als Magnesit ( $\text{MgCO}_3$ ) und Dolomit ( $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ) oder in Form von Kalisalzen als Bischofit ( $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ) und Kieserit ( $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ). Zum anderen kann Magnesium gebunden in Silikaten wie zum Beispiel Olivin ( $(\text{Mg,Fe})_2[\text{SiO}_4]$ ), Talk  $[\text{Mg}_3(\text{OH})_2][\text{Si}_4\text{O}_{10}]$  und Enstatit  $\text{Mg}[\text{SiO}_3]$  auftreten. Auch Spinelle mit Magnesium sind bekannt, wie  $\text{MgAl}_2\text{O}_4$ .



Weiterhin enthält das Meerwasser 1,3 mg/L  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen. Im Lebensmittelbereich besitzen besondere Mineralwässer, so genannte „Bitterwässer“,  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen ( $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ).

Außerdem ist das  $\text{Mg}^{2+}$ -Ion das Zentralatom des natürlichen Farbstoffs Chlorophyll.

<sup>1</sup> siehe <http://www.periodictable.com/Items/012.15/index.html> (letzter Zugriff: 12.11.2009)

# 1. Versuch: Magnesiumnachweis im Chlorophyll

## Chemikalien:

Bezeichnung	Gefahrensymbol	R- und S-Sätze	benötigte Menge	Zulässigkeit in der Schule
Salzsäure (HCl), c = 2 mol/L	-	-	einige Tropfen	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Natronlauge (NaOH), c = 2 mol/L		R35 S26- 36/37/39-45	einige Tropfen	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Titangelb (C <sub>28</sub> H <sub>19</sub> N <sub>5</sub> Na <sub>2</sub> O <sub>6</sub> S <sub>4</sub> )	-	-	0,1 g	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Ethanol		R11 S7-16	9,9 g	keine Einschränkung SV Sek. I und II
entmineralisiertes Wasser	-	-	50 mL	keine Einschränkung
Seesand	-	-		keine Einschränkung
Erbsen (tiefgefroren)	-	-		keine Einschränkung

## Geräte:

- 3 Tropfpipetten
- Glastrichter
- Faltenfilter
- Erlenmeyerkolben
- Petrischale
- Overhead-Projektor
- Mörser und Pistill
- Messzylinder (50 mL)

### Durchführung:

Die tiefgefrorenen Erbsen werden mit 40 mL entionisiertem Wasser und Seesand im Mörser zerkleinert. Es bildet sich nach gründlichem Mörsern eine grünliche Suspension, die filtriert wird. Die erhaltene klare, grüne Flüssigkeit wird anschließend in eine Petrischale, die sich auf einen Overhead-Projektor befindet, überführt. Daraufhin säuert man den Extrakt mit HCl ( $c(\text{HCl}) = 2,0 \text{ mol/L}$ ) an und gibt einige Tropfen der ethanolischen Titangelb-Lösung ( $w = 0,001$ ) hinzu. Zum Schluss wird NaOH ( $c(\text{NaOH}) = 2,0 \text{ mol/L}$ ) hinzuge tropft.

### Beobachtung:

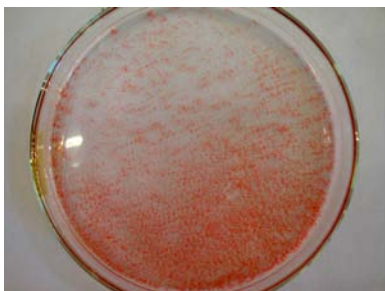


Abb. 2: hellroter Niederschlag

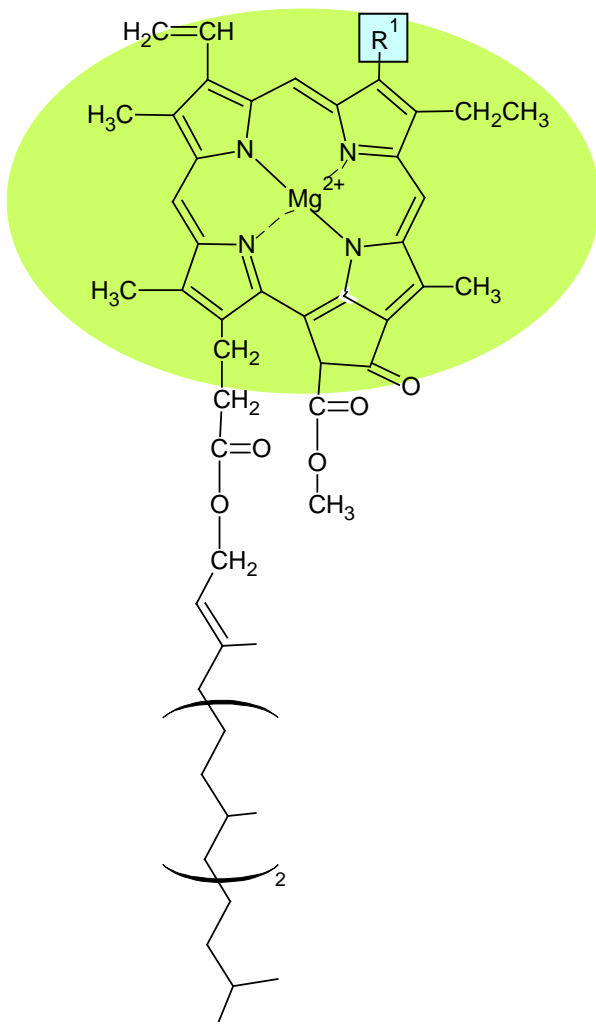
Der hellgrüne Chlorophyllextrakt wird durch die Titangelb-Lösung gelb gefärbt. Nach Zugabe der Natronlauge fällt ein hellroter Niederschlag aus (siehe Abb. 2).

### Entsorgung:

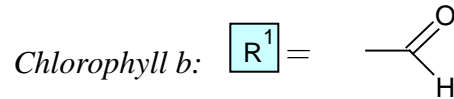
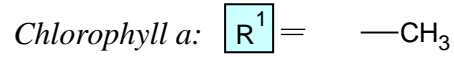
Das Reaktionsprodukt wird aufgrund des Ethanolanteils neutral in die organischen Lösemittelabfälle entsorgt.

### Fachliche Erläuterungen:

Der Chemiker Hans Fischer klärte die Struktur des Pflanzenfarbstoffs 1940 auf. Das Chlorophyll besteht aus einem Porphyrinring (mit verschiedenen Substituenten) und einem langkettigen Alkohol Phytol, der mit dem Propionylrest verestert ist. Abhängig vom Substituenten am  $C_7$ -Atom, wird es als Chlorophyll a oder Chlorophyll b bezeichnet. Ist  $R^1$  (wie in Abb. 3 gekennzeichnet) eine Methylgruppe liegt Chlorophyll a vor, ist  $R^1$  eine Aldehydgruppe dann handelt es sich um Chlorophyll b.



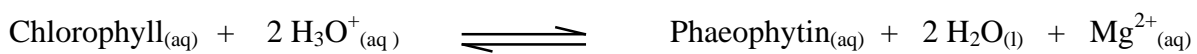
Der derivatisierte Porphyrinring enthält  $Mg^{2+}$  als Zentralion.



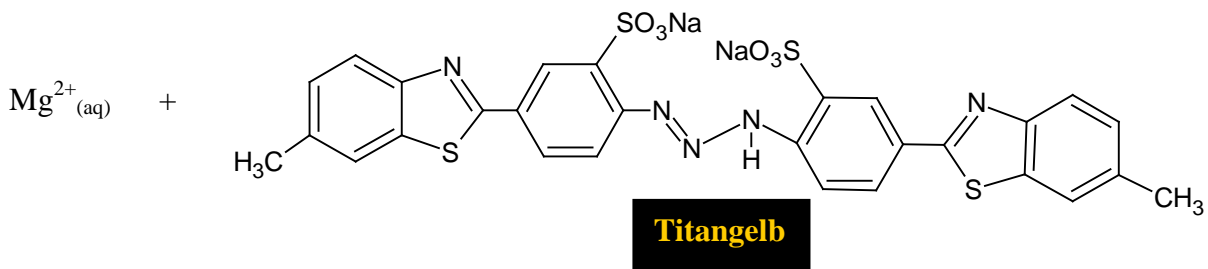
Phytol (lipophiler Alkohol zur Verankerung)

Abb. 3: Aufbau des Chlorophylls

Durch Zugabe der Säure kann das  $Mg^{2+}$ -Ion aus dem Komplex nach folgender Reaktionsgleichung herausgelöst werden. Übrig bleibt das Pheophytin, in dem das  $Mg^{2+}$ -Ion durch zwei Protonen (von der Salzsäure) ersetzt wurde.



Im Alkalischen werden die  $Mg^{2+}$ -Ionen anschließend durch Titangelb als hellroter Komplex gefällt. Allerdings ist die Struktur des Produktes bis heute nicht bekannt.



→ **hellroter Niederschlag**

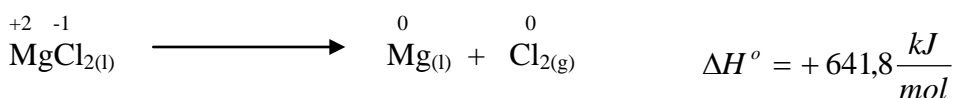
### Didaktische Anmerkungen:

Der Magnesiumnachweis mit Titangelb ist ein eindeutiger und schnell durchführbarer Schulversuch. Er bietet viele Einsatzmöglichkeiten und Variationen. Chlorophyll ist vor allem in der Biologie ein wichtiges Thema, kann aber auch in der Chemie behandelt werden. Der Versuch kann fakultativ bei Erdalkalimetallen (8G.2) oder bei natürlichen Farbstoffen im Leistungskurs (11G.2) eingebettet werden. Farbstoffe werden auch ausführlich in der Jahrgangsstufe 12 innerhalb des Wahlthemas „Angewandte Chemie“ behandelt. Weiterhin kann das Experiment im „Wahlthema Komplexchemie“ unter „Bedeutung von Komplexverbindungen“ im Leistungskurs eingefügt werden.

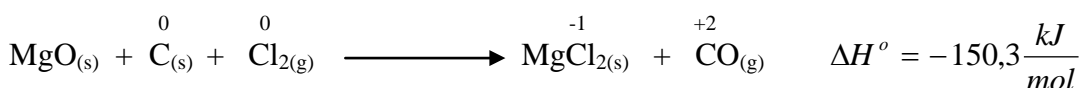
---

### III. Darstellung in der Technik

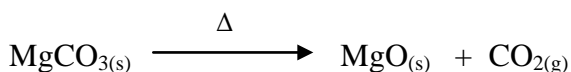
Magnesium wird in der Technik hauptsächlich durch Schmelzelektrolyse von  $\text{MgCl}_2$  und Alkali- bzw. Erdalkalichloriden hergestellt. 80 % der Weltproduktionen an Magnesium werden über dieses Verfahren gewonnen, dabei wird das wasserfreie  $\text{MgCl}_2$  bei 700 bis 800 °C und einer Spannung von 5 bis 7 V in die Elemente Magnesium und Chlor aufgespalten.



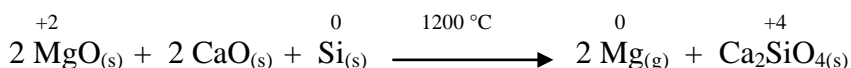
Das Nebenprodukt Chlor wird zusammen mit Koks und Magnesiumoxid zur Herstellung von weiterem, wasserfreiem Magnesiumchlorid genutzt.



Magnesiumoxid wird durch thermische Zersetzung von Magnesiumcarbonat ( $\text{MgCO}_3$ ) hergestellt.



Eine weitere Möglichkeit zur Herstellung von Magnesium ist die Reduktion von Magnesiumoxid zu Magnesium durch Silicium. Magnesiumoxid wird in Form von gebranntem Dolomit ( $\text{MgO} \cdot \text{CaO}$ ), Silicium in Form von Ferrosilicium  $\text{Si}(\text{Fe})$  im „silicothermischen Verfahren“ eingesetzt.




## IV. Eigenschaften

Magnesium hat einen Schmelzpunkt von 650°C und einen Siedepunkt von 1105 °C. Das silberglänzende Metall ist trotz hoher Affinität zum Sauerstoff bei Raumtemperatur gut haltbar. Es bildet eine dichte „Oxidschutzschicht“ aus, die das Metall weitgehend vor Korrosion schützt.

### 2. Versuch: Verbrennen von Magnesiumpulver

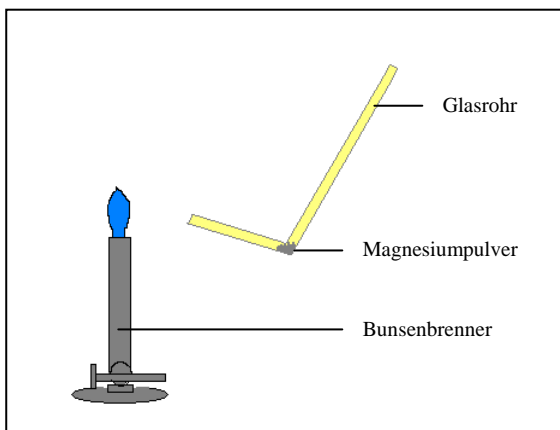
#### Chemikalien:

Bezeichnung	Gefahrensymbol	R- und S-Sätze	benötigte Menge	Zulässigkeit in der Schule
Magnesiumpulver (Mg <sub>(s)</sub> )		R11-15 S7/8-43	1,0 g	keine Einschränkung SV Sek. I und II

#### Geräte:

- Bunsenbrenner
- Feuerzeug
- gewinkeltes Glasrohr
- Löffelspatel
- Spritzflasche (leer)

#### Durchführung:



Das gewinkelte Glasrohr wird mittels Löffelspatel mit Magnesiumpulver, das sich in der Krümmung des Rohrs sammelt, gefüllt. Durch den Luftstrom, der durch die Spritzflasche erzeugt werden kann, wird anschließend das Magnesiumpulver durch das Glasrohr in die rauschende Bunsenbrennerflamme geblasen.

Abb. 4: Verbrennen von Magnesiumpulver



**Beobachtung:**

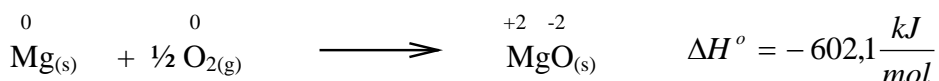
Das Magnesiumpulver verbrennt in der Bunsenbrennerflamme mit blendend weißem Licht.

**Entsorgung:**

Die Reaktionsprodukte können in den Feststoffabfall entsorgt werden.

**Fachliche Erläuterungen:**

Magnesium verbrennt oberhalb 500 °C mit Sauerstoff in einer stark exothermen Reaktion zu dem Feststoff Magnesiumoxid. Dieser besitzt eine hohe thermische Stabilität.



Ein Teil des Magnesiums kann aber auch mit dem Stickstoff in der Luft zu Magnesiumnitrid reagieren. Diese Reaktion ist ebenfalls stark exotherm.

**Didaktische Anmerkungen:**

Die Verbrennung von Magnesiumpulver oder auch von einem Magnesiumband ist ein eindrucksvoller, kurzer Schulversuch, der wenig Vorbereitungszeit benötigt (3 Minuten). Das Experiment kann beispielsweise als Unterrichtseinstieg bei „Verbrennungsvorgänge in Alltag und Umwelt“ (7G.2) oder bei „Reaktionen von Metallen und Nichtmetallen mit Luft (Sauerstoff)“ (7G.2) eingesetzt werden. Außerdem kann der Versuch in der Jahrgangsstufe 8 im fakultativen Themenkomplex „Erdalkalimetalle“ oder in der Jahrgangsstufe 12 innerhalb des Themas „Werkstoffe – Metalle“ eingebettet werden.

---

Das leichteste Konstruktionsmetall Magnesium ist 35 % leichter als Aluminium. Es kann gut durch Hämmern, Walzen und Gießen verformt werden, da es eine mittlere Härte besitzt.

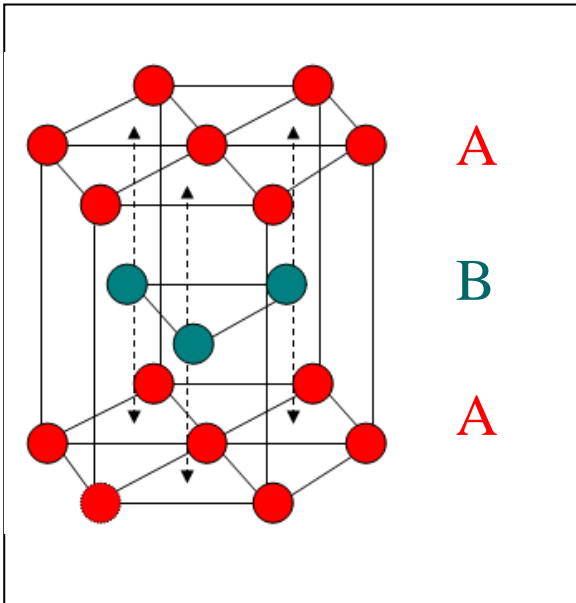


Abb. 5: Kristallstruktur des Magnesiums<sup>3</sup>

Magnesium kristallisiert in hexagonal-dichtester Kugelpackung aus. Da Magnesium ein repräsentativer Vertreter des Strukturtyps ist, wird die Struktur auch als „Magnesiumstruktur“ bezeichnet. Die Koordinationszahl beträgt 12. Bei der hexagonal-dichtesten Kugelpackung werden 74 % des Raumes mit Kugeln ausgefüllt. Der ungenutzte Raum (26 %) bei n hexagonal-dichtest gepackten Kugeln besteht aus 2 n Tetraeder- und n Oktaederlücken.<sup>2</sup>

Neben den beschriebenen Glanz und der Verformbarkeit gehören zu den metallischen Eigenschaften eine hohe elektrische Leitfähigkeit, die mit steigender Temperatur abnimmt, und eine hohe Wärmeleitfähigkeit.

## 1. Demonstration: Metallische Eigenschaften von Magnesium

### Chemikalien:

Bezeichnung	Gefahrensymbol	R- und S-Sätze	benötigte Menge	Zulässigkeit in der Schule
Magnesiumband		R11-15 S7/8-43	15 cm	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Kokosfett	-	-		keine Einschränkung
Wasser	-	-	500 mL	keine Einschränkung

<sup>2</sup> vgl. Wiberg, N.: Lehrbuch der anorganischen Chemie, S. 116, S. 1226

<sup>3</sup> erstellt nach Glöckner, W.: Alkali- und Erdalkalimetalle, Halogene, S.101

## Geräte:

- Erlenmeyerkolben (500 mL) mit Stopfen (2-fach durchbohrt)
- Glasstab (15 cm)
- Durchgangsprüfer (selbstgebaut, siehe Abb. 7)
- Magnetrührer mit Rührfisch
- Becherglas (500 mL)

## Durchführung und Aufbau:

Bevor Magnesiumband in Versuchen verwendet wird, sollte es mittels Schmirgelpapier von seiner Oxidschicht befreit werden.

### Teil A: Test der Wärmeleitfähigkeit

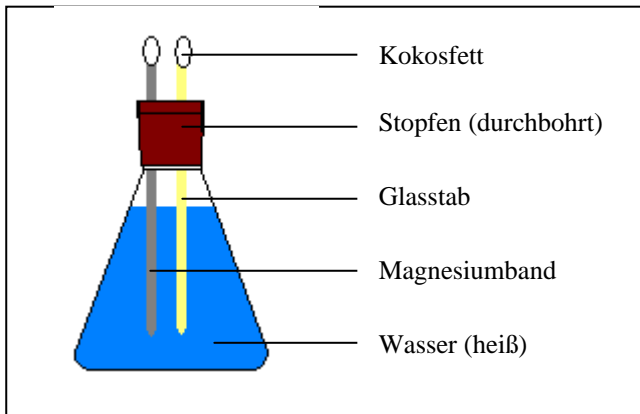


Abb. 6: Aufbau zum Test der Wärmeleitfähigkeit

Zu Beginn werden 500 mL Wasser erhitzt. Nachdem sowohl der Glasstab als auch das Magnesiumband durch den durchbohrten Stopfen gesteckt und am Ende mit Kokosfett versehen wurden (siehe Abb. 6), kann das heiße Wasser in den Erlenmeyerkolben geschüttet werden. Der Kolben wird mit dem präparierten Stopfen abschließend verschlossen.

### Teil B: Test der elektrischen Leitfähigkeit

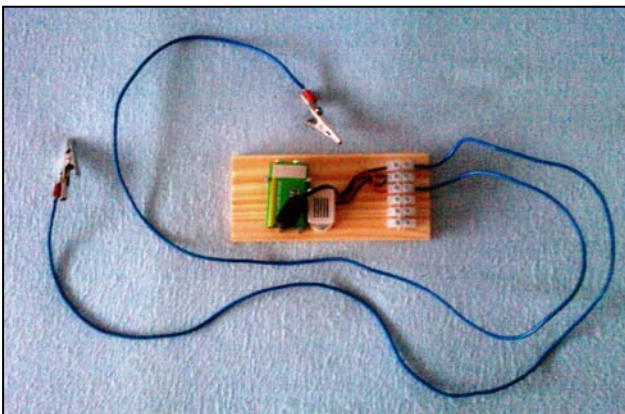


Abb. 7: Aufbau zum Test der elektrischen Leitfähigkeit

Das Magnesiumband wird auf seine elektrische Leitfähigkeit mittels eines selbstgebauten Durchgangsprüfers untersucht. Zum Vergleich wird wieder ein Glasstab herangezogen.

## Beobachtung:

### Teil A: Test der Wärmeleitfähigkeit

Nach ungefähr 3 Minuten fängt das Kokosfett am Magnesiumband an leicht zu schmelzen. Nach 5 Minuten ist es das Band hinunter bis auf den Stopfen geflossen. Das Kokosfett am Glasstab bleibt auch nach 5 Minuten unverändert.

### Teil B: Test der elektrischen Leitfähigkeit

Wird das Magnesiumband in den Stromkreislauf integriert, ertönt der eingebaute Warnmelder. Bei Einsetzen des Glasstabs passiert nichts.

## Entsorgung:

Das übrig gebliebene Kokosfett kann in den Hausmüll entsorgt werden. Das Magnesiumband kann wieder benutzt werden.

## Fachliche Erläuterungen:

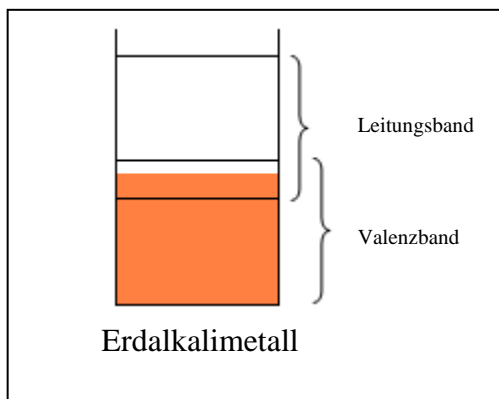
Anhand der elektrischen Leitfähigkeit kann man Stoffe in die Kategorien Leiter, Halbleiter, Supraleiter und Nichtleiter bzw. Isolatoren einteilen. Da das Magnesiumband den elektrischen Strom leitet, spricht man hier von einem Leiter. Alle Metalle sind Leiter, wobei Silber mit 62,5 S/m die höchste elektrische Leitfähigkeit bei 20 °C besitzt (siehe Tabelle 1).

Tabelle 1: Vergleich der elektrischen Leitfähigkeit ausgewählter Elemente

Element	Elektrische Leitfähigkeit bei 20 °C
Silber	62,5 S/m
Kupfer	58,1 S/m
Aluminium	37,0 S/m
Magnesium	22,7 S/m
Eisen	10,2 S/m

In einem Metall sind die Atomorbitale zu einem Energieband aufgespalten. Die vielen dicht aufeinander folgenden Energiezustände eines Energiebandes können als Molekülorbital betrachtet werden. Demzufolge ist die Anzahl der Molekülorbitale gleich der Anzahl der Atomorbitale. Die Metallelektronen, die die Molekülorbitale besetzen, sind vollständig delokalisiert. Im Festkörper bleiben die inneren Elektronen lokalisiert. Nur die Energieniveaus der Valenzelektronen spalten stark auf. Ist das Band nicht vollständig besetzt, ist eine elektrische Leitung durch Anlage einer Spannung möglich.

Das von den Orbitalen der Valenzelektronen gebildete Valenzband überlappt bei Metallen immer mit dem nächst höheren Band. Es gibt keine verbotene Zone zwischen dem Valenzband und dem Leitungsband. Ist das Valenzband nur teilweise besetzt, können die Elektronen sich „quasifrei“<sup>4</sup> bewegen, da unbesetzte Energiezustände zur Verfügung stehen.



Bei Magnesium ist das Band aus den 3s-Orbitalen (Valenzband) vollständig gefüllt. Durch die Überlappung des Valenzbandes (gebildet aus 3s-Orbitalen) mit dem Leitungsband (gebildet aus 3p-Orbitale, ungefüllt) ist trotzdem eine elektrische Leitung möglich.

Abb. 8: Schematisches Energiebänderdiagramm

Auch die Wärmeleitfähigkeit der Metalle ist auf die Elektronen zurückzuführen. Die Metallelektronen sind leicht anregbar und können die Wärmeenergie als so genannte Elektronenenergie aufnehmen und später wieder als Wärmeenergie abgeben.<sup>5</sup> Im Allgemeinen sind innerhalb der Gruppe der Metalle gute elektrische Leiter auch gute Wärmeleiter (siehe Tabelle 2).

Tabelle 2: Vergleich der Wärmeleitfähigkeit ausgewählter Elemente

Element	Wärmeleitfähigkeit bei 20 °C
Silber	427 W/m·K
Kupfer	399 W/m·K
Aluminium	220 W/m·K
Magnesium	156 W/m·K
Eisen	81 W/m·K

### Didaktische Anmerkungen:

Die beiden durchgeführten Versuche eignen sich aufgrund der Auswahl der Materialien und der einfachen Durchführungsweise als Schülerversuch ab der Sekundarstufe I.

<sup>4</sup> siehe Riedel: Anorganische Chemie, S. 179

<sup>5</sup> vgl. Wiberg, N.: Lehrbuch der anorganischen Chemie, S. 1422



Schon in der Jahrgangsstufe 7 wird fakultativ die “elektrische Leitfähigkeit und Wärmeleitfähigkeit” thematisiert. Mit beiden Versuchen lassen sich Metalle von Nichtmetallen schnell und einfach trennen.

Allerdings muss auf eine tiefere, theoretische Betrachtung der Erklärung für Leitfähigkeit bei Metallen verzichtet werden. Dies kann erst in Jahrgangsstufe 12 im Wahlthema „Angewandte Chemie“ unter dem Aspekt „Werkstoffe“ ausführlich betrachtet werden.

Magnesium gilt als kräftiges Reduktionsmittel. Es kann sogar beständige Oxide wie beispielsweise Siliciumdioxid und Bortrioxid reduzieren. Im großtechnischen „Kroll-Prozess“ dient es der Reduktion von Titan(IV)-chlorid zu Titan. Unter erheblicher Temperatur- und Druckerhöhung (570 °C, 200 bar) reagiert Magnesium mit Wasserstoff zu  $MgH_2$ . In Gegenwart von Halogenen entzündet sich das Metall selbst. Das Erdalkalimetall wird von kaltem Wasser nur sehr langsam angegriffen. Grund hierfür ist die Ausbildung einer  $Mg(OH)_2$ -Schicht. Sobald Magnesium mit Iod aktiviert wird, reagiert dieses mit Wasser bei Raumtemperatur sehr lebhaft. Alkalilaugen greifen das Metall nicht an. Allerdings ist Magnesium gut in Säuren lösbar.

### 3. Versuch: Reaktion von Salzsäure mit Magnesium

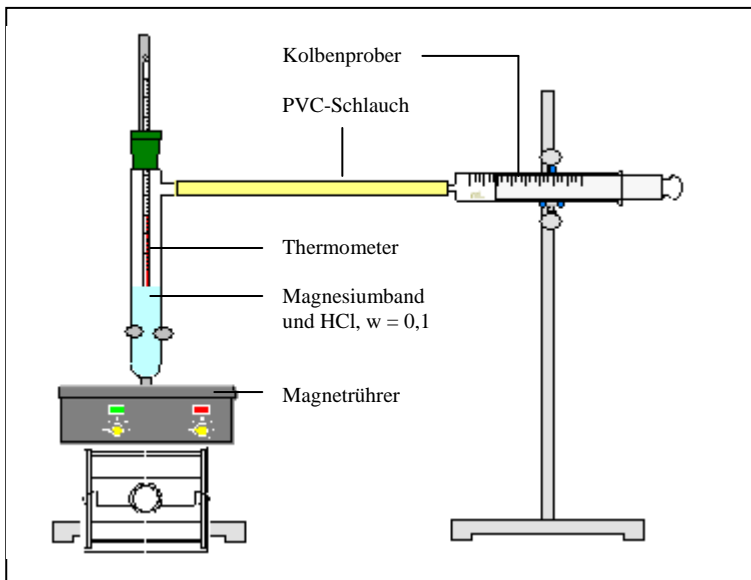
#### Chemikalien:

Bezeichnung	Gefahrensymbol	R- und S-Sätze	benötigte Menge	Zulässigkeit in der Schule
Magnesiumband		R11-15 S7/8-43	5 cm	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Salzsäure (HCl), w = 0,1		R36/37/38 S26-45	30 mL	keine Einschränkung SV Sek. I und II

## Geräte:

- Kolbenprober
- Magnetrührer mit Rührfisch
- Thermometer (0 – 100 °C)
- Stativmaterial
- PVC-Schlauch
- Reaktionsgefäß
- Messzylinder (50 mL)
- Schmirgelpapier

## Durchführung und Aufbau:



In das Reaktionsgefäß werden 30 mL HCl ( $w = 0,1$ ) gefüllt. Es sollte darauf geachtet werden, dass der Kolbenprober leer ist. Sobald die Anfangstemperatur unter Rühren konstant ist, wird diese als  $T_0$  notiert. Ein Magnesiumband von 5 cm Länge wird währenddessen blank geschmirgelt. Anschließend wird das Magnesiumband zügig in das Reaktionsgefäß, das sofort wieder verschlossen wird, überführt.

Abb. 9: Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Die höchstgemessene Temperatur ( $T_1$ ) und das erhaltene Volumen ( $V$ ) im Kolbenprober sollten vermerkt werden.

## Beobachtung:

Das Magnesiumband löst sich in einer heftigen Reaktion in der Salzsäure auf. Dabei entsteht ein Gas, welches im Kolbenprober aufgefangen wurde. Die Temperatur stieg während der Reaktion deutlich an.

Tabelle 3: Messwerte von Versuch 3: Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

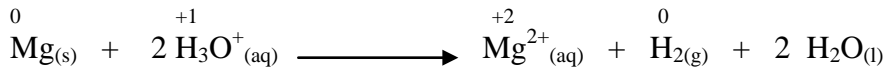
Versuch	$T_0$ in °C	$T_0$ in K	$T_1$ in °C	$T_1$ in K	$\Delta T$ in K	V in mL
1	22,3	295,3	31,3	304,3	9	65

### Entsorgung:

Die Lösung wird neutral in die anorganischen Abfälle entsorgt.

### Fachliche Erläuterungen:

Das Magnesium wird durch die Säure zu  $\text{Mg}^{2+}$  oxidiert. Als Nebenprodukt entsteht gasförmiger Wasserstoff, der im Kolbenprober aufgefangen wurde.



Um genauere Messergebnisse zu erhalten, muss der Versuch mindestens zweimal wiederholt werden.

Tabelle 4: weitere Messwerte von Versuch 3: Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Versuch	T <sub>0</sub> in °C	T <sub>0</sub> in K	T <sub>1</sub> in °C	T <sub>1</sub> in K	ΔT in K	V in mL
1	22,3	295,3	31,3	304,3	9	65
2	21,9	294,9	30,7	303,7	8,8	66
3	21,7	294,7	30,6	303,6	8,9	64

Alle folgenden Berechnungen sollten mit den Mittelwerten von ΔT (Temperaturänderung) und V (Volumen) durchgeführt werden.

$$\text{Mittelwerte: } \Delta T = 8,9 \text{ K}$$

$$V = 65 \text{ mL}$$

Die Reaktionswärme bei konstantem Druck wird wie folgt berechnet:

$$\Delta Q_p = -(T_1 - T_0) \cdot (m_{\text{HCl}} \cdot c_{\text{HCl}})$$

$$m_{\text{HCl}} = \rho_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$T_0$ : Anfangstemperatur

$T_1$ : maximale Temperatur

$m$ : Masse

$c_{\text{HCl}}$ : spezifische Wärmekapazität ( $c_{\text{HCl}} = 3,14 \text{ J} / \text{g} \cdot \text{K}$ )

$\rho_{\text{HCl}}$ : Dichte Salzsäure,  $w=0,1$  ( $\rho_{\text{HCl}} = 1,0475 \text{ g} / \text{cm}^3$ )

$$\begin{aligned} \Delta Q_p &= (-8,9 \text{ K}) \cdot 1,0475 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 30 \text{ mL} \cdot 3,14 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \\ &= \underline{\underline{878,20 \text{ J}}} \end{aligned}$$



Anhand des gemessenen Volumens an Wasserstoff kann die geleistete Druck-Volumen-Arbeit ermittelt werden.  $\Delta V$  entspricht dabei dem gemessenen Volumen an Wasserstoff.

$$\Delta W = -p \cdot \Delta V$$

$$p : \text{Druck } (p=1013 \text{ hPa} = 1,013 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2})$$

$\Delta V$  : Volumenänderung

$$\begin{aligned}\Delta W &= -1,013 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \\ &= -6,585 \text{ Nm} \\ &= \underline{\underline{-6,585 \text{ J}}}\end{aligned}$$

Aus der Reaktionswärme bei konstantem Druck  $Q$  und aus der geleisteten Druck-Volumen-Arbeit  $W$  kann die Änderung der inneren Energie  $\Delta U$  eines Systems berechnet werden.

$$\Delta U = Q + W$$

Werden infinitesimale Zustandsänderungen und infinitesimale Änderungen der Inneren Energie  $U$  betrachtet und nur die Volumenarbeit berücksichtigt, gilt bei konstantem Druck<sup>6</sup>:

$$\begin{aligned}\Delta U &= \Delta Q_p - p \cdot \Delta V \\ &= 878,20 \text{ J} - 6,585 \text{ J} \\ &= \underline{\underline{871,62 \text{ J}}}\end{aligned}$$

### **Didaktische Anmerkungen:**

Der Versuch kann bei dem Thema „Erdalkalimetalle“ in der Jahrgangsstufe 8 aufgenommen werden. Da sollte aber weitgehend auf die energetischen Berechnungen der Versuchsergebnisse verzichtet werden. Einzig die zu beobachtenden Veränderungen können dokumentiert werden. Eine vollständige Auswertung des Experiments ist erst innerhalb des Themas „Enthalpie, Entropie“ bzw. dem fakultativen Lehrplanthemas „Energetik“ im Leistungskurs der 12. Klasse möglich. Die Durchführung des Versuches ist für Schüler und Schülerinnen einfach. Allerdings ist der apparative Aufwand sehr hoch. Daher bietet es sich an, das Experiment als Lehrerversuch durchzuführen.

---

<sup>6</sup> vgl. P. W. Atkins: Physikalische Chemie Atkins, S. 60/61

## V. Physiologische Bedeutung

Der Mensch besitzt ungefähr 470 mg Magnesium pro kg Körpergewicht. 2/3 des Magnesiums sind im Skelett lokalisiert, 1/3 im Muskel. Pro Tag sollten 200 bis 300 mg Magnesium aufgenommen werden. Tabelle 5 veranschaulicht den Magnesiumgehalt in verschiedenen Lebensmitteln. Nimmt man 100 g Cashewkerne am Tag zu sich, hat man die empfohlene Tagesdosis schon gedeckt.

Tabelle 5: Magnesiumgehalt in verschiedenen Lebensmitteln


Lebensmittel	Magnesiumgehalt pro 100 g
Cashewkerne	270 mg
Mandel (Nuss)	250 mg
Sojabohne (getrocknet)	250 mg
Bohne (grün)	194 mg
Hirse	170 mg
Reis (unpoliert)	143 mg
Knäckebrot, Vollkorn	110 mg
Banane (getrocknet)	90 mg

Mg<sup>2+</sup>-Ionen sind für den menschlichen Organismus essentiell. Sie gelten als physiologische Antagonisten der Calcium-Ionen. Zudem sind die Magnesium-Ionen Cofaktoren in 90 Enzymen, von denen viele für den Kohlenhydratstoffwechsel wichtig sind. Magnesium-Ionen sind außerdem wichtige Strukturelemente der Transfer-Ribonucleinsäure (tRNA) und anderen Proteinen und Nucleinsäuren. Sie werden auch bei der Muskelkontraktion (Prozess der Erschlaffung) und zur Synthese von Adenosintriphosphat (ATP) benötigt.

Leichte Magnesiummangelzustände führen zu Muskelkrämpfen. Bei höheren Mangelzuständen kann auch das Zentralnervensystem (Delirium) betroffen sein. Sportler verwenden oft Magnesiumpräparate in Verbindung mit Vitaminen, um Muskelkrämpfen vorzubeugen. Magnesium in Form von Bittersalz wird gegen Verstopfungen, in Form von Antazida gegen Sodbrennen eingesetzt.

## 4. Versuch: Antazidum Rennie

### Chemikalien:

Bezeichnung	Gefahrensymbol	R- und S-Sätze	benötigte Menge	Zulässigkeit in der Schule
Salzsäure (HCl), w = 0,1		R36/37/38 S26-45	30 mL	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Salzsäure (HCl), c = 0,1 mol/L	-	-	500 mL	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Antazidum Rennie	-	-	4 Tabletten	keine Einschränkung

### Geräte:

- Glasstab
- pH-Papier
- Erlenmeyerkolben (100 mL)
- Erlenmeyerkolben (1000 mL)
- Mörser und Pistill
- Luftballon
- Spatel

### Durchführung und Aufbau:

Teil A: 30 mL HCl (w = 0,1) werden in einen 100 mL Erlenmeyerkolben gefüllt. Anschließend werden 2 Tabletten Rennie® im Mörser zerkleinert und in einen Luftballon gefüllt. Dieser wird auf den Erlenmeyerkolben gestülpt und aufgerichtet, damit das Pulver in die Salzsäure fällt.

Teil B: In einen 1000 mL Erlenmeyerkolben werden 500 mL HCl (c = 0,1 mol/L) gefüllt und der pH-Wert mittels pH-Papier, wie in Abb. 10 dargestellt, ermittelt. Nachdem die Salzsäure mit zwei gemörserten Rennie®-Tabletten versetzt wurde, wird erneut der pH-Wert gemessen.

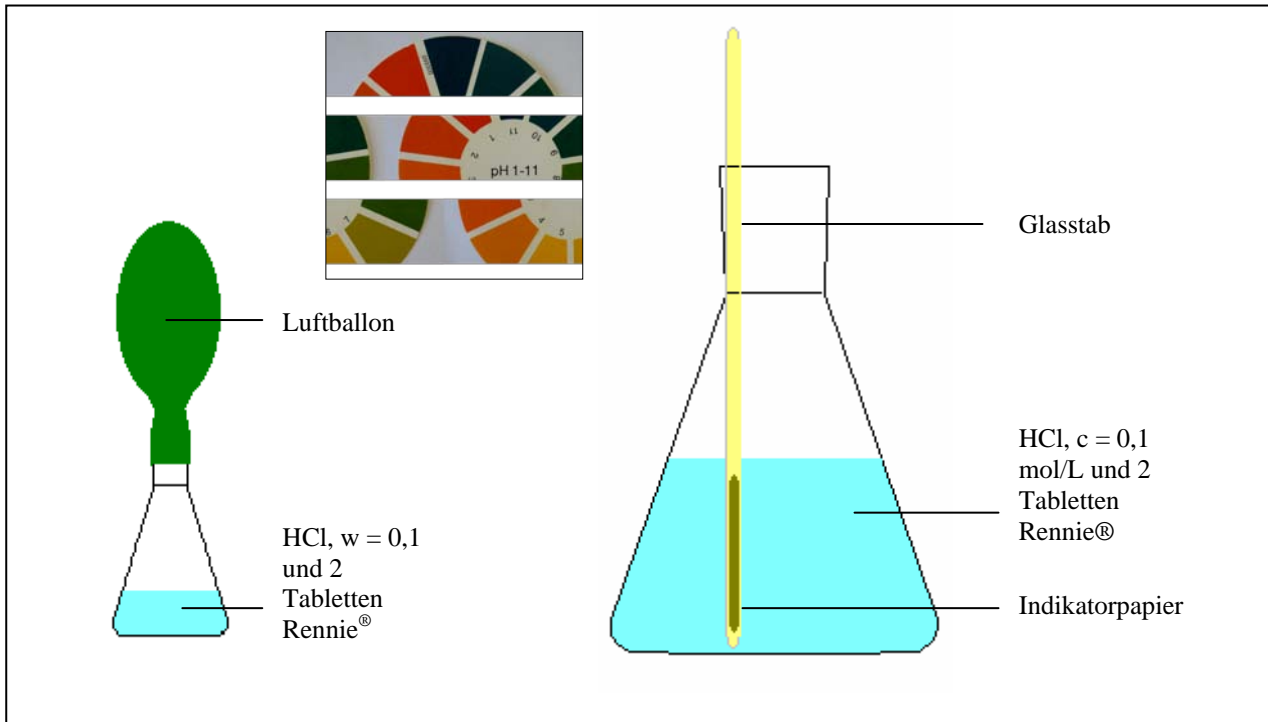


Abb. 10: Versuchsaufbau Teil A (links) und Versuchsaufbau Teil B (rechts)

### Beobachtung:

Teil A: Der Luftballon bläst sich durch ein Gas, welches bei der Reaktion von Salzsäure mit dem Antazidum entsteht, auf.

Teil B: Die Salzsäure hat einen pH-Wert von 1. Sobald das Antazidum hinzugefügt wurde, verschiebt sich der pH-Wert ins leicht basische bis hin zu einem pH-Wert von 8.

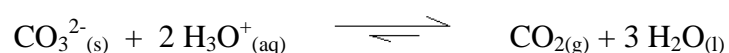
### Entsorgung:

Alle Lösungen können nach Neutralisation in den anorganischen Abfall entsorgt werden.

### Fachliche Erläuterungen:

In einer Tablette Rennie® sind 680 mg Calciumcarbonat ( $\text{CaCO}_3$ ) und 80 mg schwer basisches Magnesiumcarbonat ( $\text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{MgCO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  („*Magnesia alba*“)) als Wirkstoffe enthalten.

Die Carbonate reagieren mit der Salzsäure zu Kohlenstoffdioxid und Wasser nach folgender Reaktionsgleichung:



Das Kohlenstoffdioxid füllt den Luftballon in Versuchsteil A. Es wurde eine höhere Konzentration der Salzsäure ( $w = 0,1$ ) gewählt, um die Gasbildung zu erhöhen. So konnte das Aufblasen des Luftballons besser beobachtet werden. Die Kohlenstoffdioxid-Freisetzung im Körper kann vermehrtes Aufstoßen verursachen.

Im Teil B soll die Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) die übersäuerte Magensäure simulieren. Im Normalfall liegt der pH-Wert der Magensäure bei gefüllten Magen zwischen 3 und 4. In diesem pH-Wert-Bereich arbeiten die Verdauungsenzyme am Effektivsten. Kommt es allerdings zur Übersäuerung des Magens, äußert sich dies meist als Sodbrennen. Durch die Verwendung von Antazida soll der pH-Wert der Magensäure wieder eingestellt werden. Allerdings neutralisieren die Tabletten nicht nur, sondern verschieben den pH-Wert, wie in diesem Versuch gezeigt, in den schwach alkalischen Bereich ( $\text{pH} = 8$ ). Neben der Einschränkung der Enzymaktivität lässt auch die desinfizierende Wirkung der Magensäure bei höheren pH-Werten nach. Viele Antazida zeigen Nebenwirkungen. Vor allem Carbonate erreichen höhere pH-Werte als nötig, wie Tabelle 6 zeigt.

Tabelle 6<sup>7</sup>: Vergleich verschiedener Antazida-Wirkstoffe

Wirkstoff	Reaktionsgeschwindigkeit	Max. erreichter pH-Wert	Wirkdauer	Nebenwirkungen
Calciumcarbonat	rasch	8 – 9	mittel - lang	Hypercalcämien
Natriumhydrogencarbonat	rasch	6	kurz	Hypernatriämie Aufstoßen Gasbildung
Magnesiumhydroxid	rasch	8 – 9	lang	laxierend Hypermagnesämie
Aluminiumhydroxid	langsam	4	mittel - lang	obstipierend (verstopfend)
Hydrotalcit	rasch	4	lang	-
Magaldrat	rasch	4	lang	-

### Didaktische Anmerkungen:

Der Versuch ist anschaulich, einfach durchzuführen und benötigt wenig Vorbereitungszeit. Da Rennie<sup>®</sup> frei verkäuflich ist, ist die Besorgung dieser „Chemikalie“ unproblematisch.

<sup>7</sup> NiU-Chemie 11 (2000) Nr. 55

In den Chemieunterricht kann der sehr alltagsbezogene Versuch in Klasse 8 bei dem Themenkomplex „Salze“ eingeordnet werden. Eine weitere Möglichkeit ist die Versuchsdurchführung innerhalb des fakultativen Themas „Salze in der Medizin“ in der Jahrgangsstufe 12.

---

## VI. Verwendung in der Technik

Das Leichtmetall Magnesium wird beispielsweise für Legierungen in der Flugzeug- und Automobilindustrie eingesetzt. Zu den hauptsächlich aus Magnesium bestehenden Legierungen gehören die so genannten „Elektronmetalle“ („Dow-Metalle“). Diese weisen Zusätze wie Aluminium, Zink, Kupfer, Silicium und Seltenerdmetalle auf. Legierungen aus 98 % Magnesium und 2 % Mangan gelten gegenüber Wasser als dauerbeständig. Die „Elektronmetalle“ werden unter anderem für Motorenblöcke, Flugzeug- und Raketenteile verwendet.

In der Medizin empfiehlt sich Magnesium aufgrund seiner hohen Biokompatibilität für Temporärimplantate und Osteosynthesematerialien. In der organischen Chemie dienen aktivierte Magnesiumspäne der Synthese von Grignard-Verbindungen.

Aufgrund des Normalpotentials von  $E^0 = -2,37 \text{ V}$  kann das Erdalkalimetall auch zum Korrosionsschutz oder zum Batteriebetrieb genutzt werden. Zum einen werden Opferanoden-Legierungen mit Zink und Aluminium beispielsweise für Batterien in Schwimmwesten eingesetzt. Zum anderen fungiert Magnesium als kathodischer Korrosionsschutz für Schiffe und Stahlbrücken.

### 2. Demonstration: Magnesium als Opferanode

#### Geräte:

- 2 Bleistiftanspitzer aus Magnesium
- 4 Bechergläser (100 mL)
- Schraubendreher
- 2 Eisennägel (ca. 10 cm lang)
- Wasser

### Durchführung:

Alle vier Bechergläser werden mit ca. 80 mL Wasser befüllt. Zudem werden folgende Metalle hinzugefügt.

Becherglas 1: Eisennagel, der in einen Bleistiftspitzer aus Magnesium (ohne Klinge) ragt

Becherglas 2: Eisennagel

Becherglas 3: Bleistiftspitzer aus Magnesium

Becherglas 4: Klinge eines Bleistiftspitzers

Die Bechergläser werden 24 Stunden stehen gelassen.

### Beobachtung:

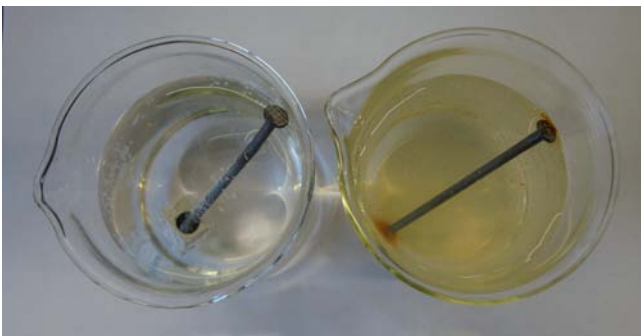


Abb. 11: Becherglas 1 (links) und 2 (rechts)

Becherglas 1: Am Spitzergehäuse ist schon nach 15 Minuten eine deutliche Gasentwicklung zu beobachten. Auch nach 24 Stunden ist der Eisennagel nicht korrodiert.

Becherglas 2: Nach 24 Stunden ist der Eisennagel deutlich am Kopf und an der Spitze korrodiert. Auch das Wasser hat sich verfärbt.



Abb. 12: Becherglas 4

Becherglas 3: Wie im Becherglas 1 ist auch hier schnell eine Gasentwicklung am Spitzergehäuse zu sehen. Die Stahlklinge bleibt auch nach 24 Stunden unversehrt.

Becherglas 4: Die Stahlklinge ist vor allem im vorderen Bereich korrodiert.

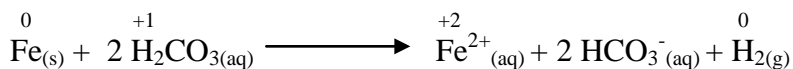
### Entsorgung:

Das Wasser wird in den Ausguss entsorgt. Unbeschädigte Metallteile können für weitere Versuche genutzt werden.

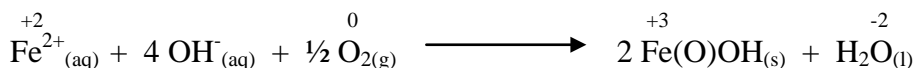
### Fachliche Erläuterungen:

In Wasser, welches Kohlenstoffdioxid oder Luft enthält, wird das Eisen angegriffen, es fängt an zu „Rosten“. Dabei wird das Eisen zu Eisen(III)-oxidhydroxid Fe(O)OH umgesetzt.<sup>8</sup>

Zuerst bilden sich Eisencarbonate formal nach folgender Gleichung:



Anschließend erfolgt die Oxidation von Fe(II) zu Fe(III):



Das Gehäuse des Magnesiumspitzers dient als Opferanode. Der Eisennagel bzw. die Stahlklinge wird durch das Spitzergehäuse geschützt und korrodiert nicht.

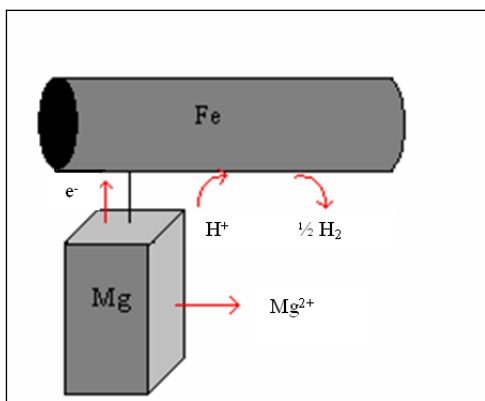
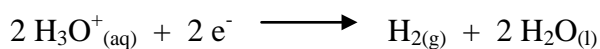


Abb. 13: Prinzip der Opferanode

Anode (Magnesiumspitzer):



Kathode (Eisennagel, Stahlklinge):



### Didaktische Anmerkungen:

Sowohl der finanzielle als auch apparative Aufwand ist für diesen Versuch sehr gering. Fakultativ kann das Experiment in der Jahrgangsstufe 8 innerhalb des Themas „Erdalkalimetalle“ oder in der Jahrgangsstufe 10 bei „Metalle als Werkstoffe“ eingebettet werden. Im Wahlthema „Angewandte Chemie“ können Werkstoffe, Korrosion und Korrosionsschutz in der 12 Klasse detailliert besprochen werden. Wird hingegen das Wahlthema „Elektrochemie“ behandelt, werden Lokalelemente gesondert thematisiert. Um eindeutige Ergebnisse zu erhalten, sollte der Versuch ungefähr 24 Stunden laufen. Aufgrund der langen Versuchsdauer und eines primitiven Aufbaus kann die Opferanode auch als chemische Hausaufgabe nachgestellt werden.



<sup>8</sup> vgl. Wiberg, N.: Lehrbuch der anorganischen Chemie, S. 1644



Das helle Licht, welches bei dem Verbrennen von Magnesium entsteht, wurde im 19. Jahrhundert erstmals für Fotografien genutzt. Paul Eduard Liesegang fotografierte 1861 während dünne Magnesiumdrähte verbrannten. 1865 stellte Traill Taylor fest, dass Magnesiumpulver mit oxidierenden Stoffen noch hellere Lichterschienungen lieferte. Ab 1883 verwendete G. A. Kenyon Kaliumchlorat als Verbrennungszusatz.

## 5. Versuch: Blitzlichtpulver

### Chemikalien:

Bezeichnung	Gefahrensymbol	R- und S-Sätze	benötigte Menge	Zulässigkeit in der Schule
Magnesiumpulver (Mg <sub>(s)</sub> )		R11-15 S7/8-43	0,7 g	keine Einschränkung SV Sek. I und II
Kaliumchlorat (KClO <sub>3(s)</sub> )		R9-20/22- 51/53 S13-16-27-61	1,3 g	keine Einschränkung SV Sek. I und II

### Geräte:

- Spatel
- 2 Uhrengläser
- Faltenfilter
- Blumendraht
- Wunderkerze
- Stativmaterial
- Feuerzeug
- Feder

## Durchführung und Aufbau:

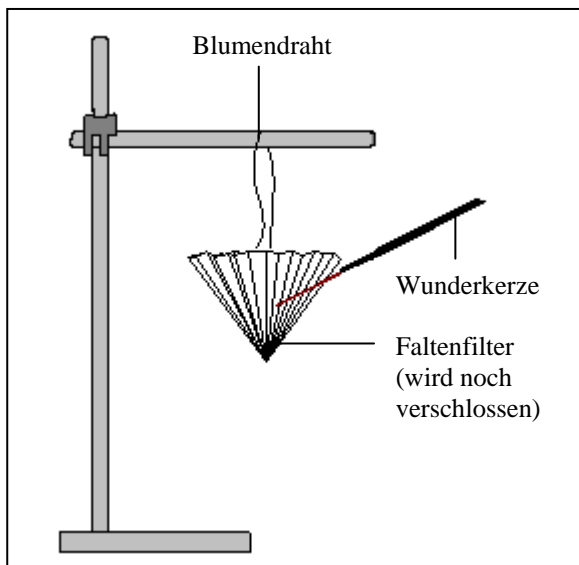


Abb. 14: Aufbau für Blitzlichtpulver

Der Versuch wird im Abzug durchgeführt. Es werden 1,3 g Kaliumchlorat und 0,7g Magnesiumpulver getrennt voneinander abgewogen. Anschließend werden beide Feststoffe mit einer Feder auf dem Faltenfilter gemischt. Der Faltenfilter wird dann mit Blumendraht verschlossen und, wie in Abb. 14 dargestellt, an einem Stativ befestigt. Die Zündung des Gemisches erfolgt über eine Wunderkerze, die in den Filter gesteckt wird.

## Beobachtung:

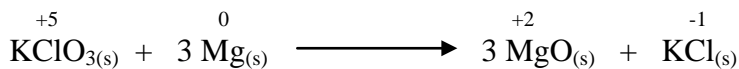
Das Gemisch aus Magnesiumpulver und Kaliumchlorat verbrennt unter großer Hitzeentwicklung. Dabei entsteht ein blendend weißer Lichtblitz.

## Entsorgung:

Die Verbrennungsrückstände können in den Feststoffabfall entsorgt werden.

## Fachliche Erläuterungen:

Das leichtentzündliche Magnesium setzt sich mit dem guten Oxidationsmittel Kaliumchlorat zu Magnesiumoxid und Kaliumchlorid um.



Leider war die Lichtentwicklung bei der Verbrennung von Kaliumchlorat mit Magnesium nicht hell genug für die damaligen Aufnahmen. Daher wurde die Methode von G. A. Kenyon nicht bekannt. Ab 1887 nutzte man für eine längere Belichtungszeit Mischungen aus Magnesiumpulver, oxidierenden Stoffen und Schwefelantimon, das aus der Feuerwerkschemie bekannt war. Die Mischung wurde als „Blitzpulver“ bezeichnet.

### **Didaktische Anmerkungen:**

Der Versuch sollte nur in einem gut funktionierenden Abzug oder im Freien durchgeführt werden. In vielen Versuchsvorschriften sind deutlich größere Mengen an Kaliumchlorat und Magnesiumpulver angegeben.

Der Effekt des „Blitzlichtpulvers“ ist allerdings schon bei den hier verwendeten Mengenverhältnissen deutlich zu sehen. Es bietet sich an, den Versuch als Lehrerversuch durchzuführen, auch wenn es nach dem Hessischen Gefahrstoff-Infomations-System-Schule (HessGISS) keine Einschränkung für die Verwendung der Chemikalien gibt.

Als Showversuch kann das Experiment in der Jahrgangsstufe 7 bei „chemischen Reaktionen und Energieumsatz“ oder in der Jahrgangsstufe 8 bei „Erdalkalimetallen“ vorgeführt werden. Die theoretischen Grundlagen lassen sich am Besten unter dem „Redoxbegriff“ in Klasse 10 einordnen.

---

## **VII. Literatur/Quellen**

### **Bücher und Zeitschriften:**

- *P. W. Atkins: Physikalische Chemie, 3. korrigierte Auflage, Weinheim, Wiley-VCH, 2001*
- *Charles E. Mortimer/ Ullrich Müller: Das Basiswissen der Chemie, 8. komplett überarbeitete und erweiterte Auflage, Thieme Verlag 2003*
- *Riedel: Anorganische Chemie, 5. Auflage, Berlin- New York, Verlag de Gruyter, 2002*
- *Wiberg, N.:Lehrbuch der anorganischen Chemie, 102. Auflage, Verlag de Gruyter, 2007*
- *Glöckner, W.: Alkali- und Erdalkalimetalle, Halogene, Aulis-Verlag Deubner, 1996*
- *Mende D., Simon G.: Physik, Gleichungen und Tabellen, 14. Auflage, München Wien, Carl Hanser Verlag, 2005*
- *Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule, Heft 6/53, Halbergmoos, Aulis, Jahrgang 2004*
- *Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule, Heft 7/39, Halbergmoos, Aulis Jahrgang 1990*
- *Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule, Heft 4/51, Halbergmoos, Aulis Jahrgang 2002*
- *RAAbits Chemie, I/C, M6, Seite 10*
- *Naturwissenschaften im Unterricht, Heft 11 Nr. 55, Stuttgart, Klett, Jahrgang 2000*

- *Elisabeth Rickelt, Lehrerfortbildung, Reaktionsenthalpie, Reaktion von Salzsäure mit Magnesium*

### **Internetquellen:**

- *Axel Schunk: Experiment des Monats November 2003, Antazida  
[www.chemie.uni-ulm.de/experiment/edm0311.html](http://www.chemie.uni-ulm.de/experiment/edm0311.html) (letzter Zugriff: 20.02.2009)*
- *Prof. Dr. F. Tuzcek: Vorlesungsfolien zur Vorlesung: „Chemie der Metalle“, Uni-Kiel, Sommersemester 2005  
[www.chemievorlesung.uni-kiel.de/metalle/erdalkali\\_1.pdf](http://www.chemievorlesung.uni-kiel.de/metalle/erdalkali_1.pdf) (letzter Zugriff: 20.02.2009)*
- *W.Helmert, Dr.A.Salinger: Versuche zum Unterrichtsmodul „Kohlenstoffoxide“, Berlin, 1999  
[home.snafu.de/helmert/Kerze/versuche/v\\_koxide.htm](http://home.snafu.de/helmert/Kerze/versuche/v_koxide.htm) (letzter Zugriff: 08.12.2008)*
- *Lehrplan Gymnasium Chemie (G8)  
[www.kultusministerium.hessen.de](http://www.kultusministerium.hessen.de) (letzter Zugriff: 16.02.2009)*

### **Gefahrensymbole und R- und S-Sätze**

- *Hessisches Gefahrstoff-Infomations-System-Schule (HessGISS)*
- *[http://www.ebalu.de/unsere\\_leistungen/schadstoffsammlung/gefahrensymbole.gif](http://www.ebalu.de/unsere_leistungen/schadstoffsammlung/gefahrensymbole.gif) (letzter Zugriff: 16.02.2009)*