

## Versuch: Blitze unter Wasser

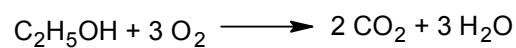
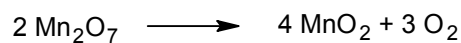
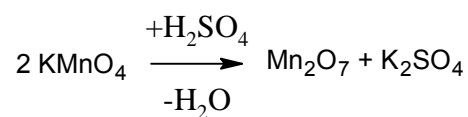
### Zeitbedarf:

Vorbereitung: 2 Minuten

Durchführung: 5 Minuten

Nachbereitung: Nach Abreagieren und Abkühlen während der Stunde nur noch neutralisieren in der Pause

### Reaktionsgleichungen:



## Chemikalien:

Chemikalie	Menge	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbol	Bemerkung/Schuleinsatz
Schwefelsäure (konz.) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Einige mL	14-35-37	26-30- 36/37/39	C	Sek II
Ethanol C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Einige mL	11	7-16	F	Sek I
Kaliumpermanganat KMnO <sub>4</sub>	Ein paar, nicht zu große Kristalle	8-22-50/53	60-61	O, Xn, N	Sek I
Braunstein MnO <sub>2</sub>	-	20/22-36	25	Xn	Sek I

## Geräte:

Reagenzglas

Reagenzglasständer

2 Einmalpipetten

Spatel

Becherglas

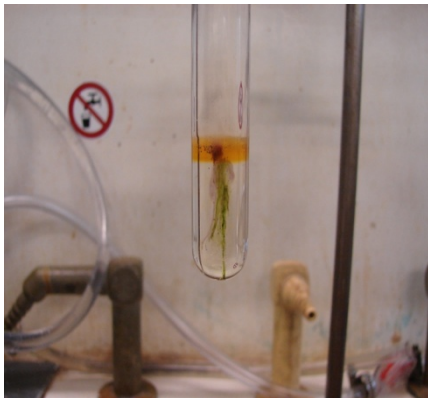
## Durchführung:

Ein trockenes, sauberes Reagenzglas wird in den Reagenzglasständer gestellt und ca. 2 cm hoch, mit Hilfe einer Pipette, mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt. Anschließend gibt man mit einer Pipette vorsichtig ca. 4 cm Ethanol so hinzu, dass sich die Flüssigkeiten nicht mischen. Nun werden kleine Kaliumpermanganatkristalle in das Reagenzglas gegeben. Die Zugabe sollte vorsichtig erfolgen, da zu viele Kristalle auf einmal eine sehr heftige Reaktion auslösen können!

## Beobachtung:

Es liegt zuerst ein klares, durchsichtiges Zwei-Phasen-System vor, wobei sich die Schwefelsäure unten befindet. Gibt man nun die Permanganatkristalle hinzu, so sinken sie

meistens zuerst auf den Boden des Reagenzglases, wobei sie violette, grüne oder bräunliche Schlieren bilden. Nach einiger Zeit ist eine Gasentwicklung zu beobachten und die Kristalle steigen zur Grenzschicht der zwei Phasen auf, wo sie kleine blitzartige Entladungen erzeugen, die deutlich zu sehen und zu hören sind. Mit weiterer Zugabe von Permanganat wird das Gemisch zusehends trüber, wobei die Schwefelsäurephase grün-bräunlich verfärbt ist.



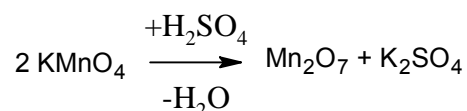
### **Entsorgung:**

Es kann einige Zeit dauern bis die Reaktion beendet ist und sie sollte noch eine Zeit lang beaufsichtigt werden. Gelegentliche „Blitze“ waren noch nach einer halben Stunde zu vernehmen und teilweise war die Reaktion noch so heftig, dass sich das Reagenzglas bewegte oder das Reaktionsgemisch drohte herauszuspritzen. Nach Abkühlen pipettiert man die ethanolische Schicht ab und entsorgt sie in die organischen Abfälle oder lässt den Ethanol verdunsten. Die Schwefelsäure wird neutralisiert. Vorsicht beim Ausgießen!

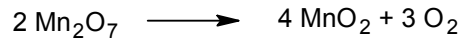
### **Fachliche Analyse:**

Durch die Dichteunterschiede (Schwefelsäure  $1,8 \text{ g/cm}^3$ , Ethanol  $0,8 \text{ g/cm}^3$ ) bleibt eine Phasentrennung für längere Zeit gewährleistet.

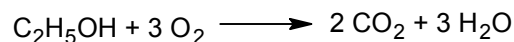
Beim Einwirken von konzentrierter Schwefelsäure auf Kaliumpermanganat wird ein hochexplosives Öl, das Dimanganheptoxid, gebildet:



Aufgrund seiner Instabilität zerfällt es sofort zu Braunstein und Sauerstoff. Die Entstehung von Braunstein erklärt auch die Braunfärbung der Schwefelsäurephase:



Durch den Sauerstoff wird Ethanol an der Phasengrenze oxidiert. Dies wird in Form von „Blitzen“ deutlich:



Die violetten, grünen und braunen Schlieren lassen sich mit den verschiedenen Oxidationsstufen des Mangans erklären. In Form des Permanganations  $\text{MnO}_4^-$  liegt das Mangan in seiner höchsten Oxidationsstufe, + VII, vor. Kaliumpermanganat ist ein starkes Oxidationsmittel und ist violett. Die grüne Farbe lässt sich vermutlich auf die Bildung des Manganations,  $\text{MnO}_4^{2-}$ , zurückführen. Hier hat das Mangan die Oxidationsstufe + VI. Die braunen Schlieren werden durch die Bildung von Braunstein,  $\text{MnO}_2$  mit Oxidationszahl + IV, verursacht.

### **Didaktisch-methodische Analyse:**

#### *Einordnung:*

Der Versuch kann sowohl als einführendes als auch als weiterführendes Element dienen. Er steht nicht im Lehrplan, könnte jedoch als Einführung in Organische Chemie dienen. Anhand des Versuches könnte die Oxidation organischer Verbindungen, also die Verbrennung, zu Kohlendioxid und Wasser vermittelt werden. Wahrscheinlich ist es zuvor aber sinnvoller, die Verbrennung einer organischen Verbindung als Elementaranalyse durchzuführen, da bei diesem Versuch mehrere Effekte, wie zum Beispiel die Farben der unterschiedlichen Mangan-Oxidationsstufen, zusammenkommen und die Schüler verwirren könnten, so dass sie das Eigentliche gar nicht herausfiltern können. Der Versuch wäre wahrscheinlich geeigneter als netter „Showversuch“ als Anwendung des Gelernten, so könnten sich die Schüler an die Oxidation von Kohlenwasserstoffen wahrscheinlich immer gut erinnern. Allerdings könnte man aufgrund des Versuches die Verbindung zu Redoxreaktionen herstellen und dieses

Wissen mit den Schülern etwas „auffrischen“ und Mangan als interessantes „Chamäleon“ kurz vorstellen.

#### *Aufwand:*

Es handelt sich bei diesem Experiment um einen unkomplizierten Versuch, der keiner großen Vorbereitung oder ungewöhnlicher Glasgeräte und Chemikalien bedarf. Allerdings ist die Entsorgung nicht ganz ungefährlich, weshalb der Versuch eher am Stundenanfang durchgeführt werden sollte, damit man ihn beim Abreagieren im Auge behalten kann.

#### *Durchführung:*

Dieser Versuch lebt von seinen spektakulären Effekten und wird definitiv das Interesse der Schüler wecken. Da er nicht ganz ungefährlich ist, könnte er als Lehrerversuch durchgeführt werden, da die Effekte gut genug erkennbar sind, wenn sich die Schüler um das Pult bzw. den Experimentiertisch herum versammeln. Der Einsatz als Schülerversuch wäre auch denkbar, jedoch muss man sich hier auf die Schüler verlassen können, dass zum Beispiel nicht zu viel Permanganat auf einmal hineingegeben wird.

Zusammenfassend würde ich den Versuch eher als „Showversuch“ einordnen, der eher mal eine spektakuläre Ablenkung darstellt, als dass er wirklich effektiv etwas vermittelt.

#### **Literaturangaben:**

[www.experimentalchemie.de](http://www.experimentalchemie.de)

Riedel, Erwin, *Anorganische Chemie*, 6. Aufl., De Gruyter Berlin, 2004