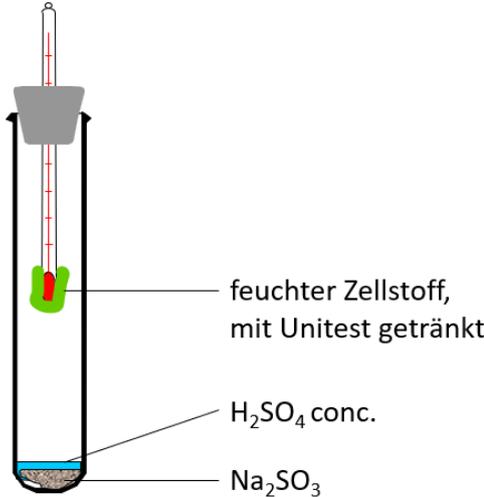


Entsprechend den „Richtlinien zur Sicherheit im Unterricht“ (RiSU) vom 26.02.2016 ist für jedes im Unterricht durchgeführte Experiment eine Gefährdungsbeurteilung zu erstellen.

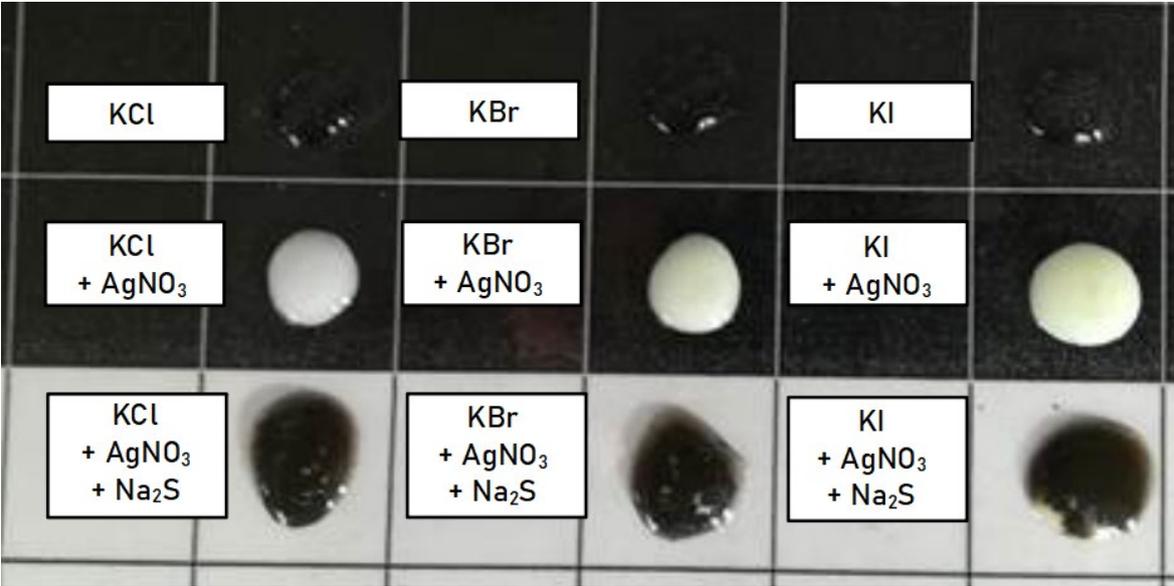
Experiment	Exotherme Reaktion von Schwefeldioxid mit Wasser
Vorbemerkung	Das Experiment ist als Schülerexperiment geeignet.
Geräte	<ul style="list-style-type: none"> • Reagenzglas (160x16) mit passendem durchbohrten Stopfen • Reagenzglasständer • Zellstoff • (Kupfer-)Draht • Pipette • Spatel • elektronisches Thermometer
Chemikalien	<ul style="list-style-type: none"> • Natriumsulfit • Schwefelsäure (konzentriert) • Wasser • Universalindikator-Lösung
Durchführung	<p><u>Vorbereitung des Thermometers:</u> Das Thermometer wird durch den Stopfen gesteckt und die Sensorspitze mit etwas Zellstoff umwickelt. Zur Fixierung des Zellstoffs kann ein dünner Kupferdraht genutzt werden. Der Zellstoff wird mit Wasser getränkt und mit ein paar Tropfen Universalindikator-Lösung versetzt:</p>  <p><u>Vorbereitung des Reagenzglases:</u> Ohne die Wandung zu berühren (!) tropft man ca. 15 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure in das Reagenzglas. Probeweise steckt man das vorbereitete Thermometer in das Reagenzglas. Die Spitze soll ca. 2-3 cm über dem Boden hängen.</p> <p><u>Start der Reaktion:</u> Die Reaktion startet sofort nach Zugabe eines halben Spatels Natriumsulfits, sodass der Stopfen mit Thermometer schnell aufgesetzt wird.</p>  <p>feuchter Zellstoff, mit Universalindikator-Lösung versetzt</p> <p>H_2SO_4 conc.</p> <p>Na_2SO_3</p>

Beobachtungen	Das Gemisch schäumt auf, der Universalindikator färbt sich schnell rot, die Temperatur steigt um ca. 5 K.	
Auswertung	<p>Schwefeldioxid entsteht nach dem Prinzip: Die stärkere Säure vertreibt die schwächere aus ihrem Salz:</p> $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ <p>Schwefeldioxid löst sich unter Wärmeabgabe leicht in Wasser und bildet schweflige Säure:</p> $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	
Anmerkung	<p>Die folgenden Arbeiten sollte der Lehrer bereits vorbereitet haben:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Umwickeln des Thermometers mit dem Zellstoff - Einfüllen der Schwefelsäure in das Reagenzglas (Dadurch kommt der Schüler nicht mit konzentrierter Schwefelsäure in Kontakt und die Gefahr des Benetzens der Reagenzglaswand mit der Säure ist geringer.) <p>Die gleiche Experimentieranordnung eignet sich auch für die Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser, wobei das Gas durch die Reaktion von Natriumchlorid mit konzentrierter Schwefelsäure hergestellt wird.</p>	

Auswertung	<p>Zunächst bilden sich die Niederschläge der schwerlöslichen Metallsulfide:</p> $\text{Mn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{MnS} \quad \text{braun} \quad (K_L(\text{MnS}) = 10^{-15} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$ $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{CuS} \quad \text{schwarz} \quad (K_L(\text{CuS}) = 10^{-36} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$ $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{FeS} \quad \text{schwarz} \quad (K_L(\text{FeS}) = 10^{-19} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$ <p>Schwefelwasserstoff protolysiert in Wasser stufenweise:</p> $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^- \quad (\text{p}K_S(\text{H}_2\text{S}) = 6,9)$ $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-} \quad (\text{p}K_S(\text{HS}^-) = 13)$ <p>Durch den bei Säurezugabe fallenden pH-Wert werden die Protolysegleichgewichte stärker auf die linke Seite verlagert. Somit sinkt die Konzentration der für die Fällung notwendigen Sulfid-Ionen. Im Falle des Mangan(II)- und Eisen(II)-sulfids wird die Konzentration der Sulfid-Ionen so stark verringert, dass das Produkt der Ionenkonzentrationen von Metall- und Sulfid-Ionen das Löslichkeitsprodukt nicht mehr erreicht. Die Niederschläge lösen sich auf.</p> <p>Die dagegen viel geringere Löslichkeit des Kupfer(II)-sulfids bewirkt auch im stark sauren Milieu kein Auflösen des Niederschlags.</p>
-------------------	--

Teil II nächste Seite



Experiment	Löslichkeit von Metallsulfiden II
Vorbemerkung	Die Experimente werden im Miniaturmaßstab auf einer laminierten Folie durchgeführt. Von allen Lösungen wird für jede Reaktion jeweils ein Tropfen eingesetzt.
Geräte	<ul style="list-style-type: none"> • Pipetten • kleine Bechergläser oder Reagenzgläser • laminierte Folie
Chemikalien	<ul style="list-style-type: none"> • Kaliumchlorid-Lösung (ca. 1%ig) • Kaliumbromid-Lösung (ca. 1%ig) • Kaliumiodid-Lösung (ca. 1%ig) • Natriumsulfid-Lösung (ca. 1%ig) • Silbernitrat-Lösung (ca. 1%ig)
Durchführung/ Beobachtungen	Entsprechend der unteren Abbildung wird jeweils ein Tropfen jeder Lösung eingesetzt.
	
Auswertung	<p>Zunächst bilden sich die Niederschläge der schwerlöslichen Silberhalogenide:</p> $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl} \quad \text{weiß} \quad (K_L(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$ $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightleftharpoons \text{AgBr} \quad \text{schwach gelblich} \quad (K_L(\text{AgBr}) = 6,3 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$ $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightleftharpoons \text{AgI} \quad \text{gelblich} \quad (K_L(\text{AgI}) = 1,5 \cdot 10^{-16} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$ <p>Silberionen reagieren mit Sulfid-Ionen zum schwer löslichen Silbersulfid:</p> $2 \text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{S} \quad \text{schwarz} \quad (K_L(\text{Ag}_2\text{S}) = 10^{-49} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2})$ <p>Die viel geringere Löslichkeit des Silbersulfids im Vergleich zu den drei Silberhalogeniden führt zu Verdrängungsreaktionen:</p> $2 \text{AgCl} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{Cl}^-$ $2 \text{AgBr} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{Br}^-$ $2 \text{AgI} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{I}^-$