

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

Experiment	Qualitative Analyse – Identifizieren von 6 Ionen
<p><b>Vorbemerkung</b></p>	<p>Das Experiment eignet sich besonders im Praktikum zur Abiturvorbereitung. Da hier verschiedene Lösungswege möglich sind, eignet sich diese Analyse als offene Aufgabenstellung.</p> <p><i>Aufgabe für den Schüler: Ermittle, welche Salze sich in den Gefäßen A, B und C befinden. Es sind folgende Ionen enthalten: Ammonium-, Barium-, Carbonat-, Natrium-, Nitrat- und Sulfat-Ionen. Das Ausschlussverfahren darf angewandt werden.</i></p> <p><i>Vorüberlegung:</i>  <i>Schätzen Sie ab, welche Ionenkombinationen in Aufgabe 9A zur Bildung schwerlöslicher Salze führen.</i></p> <p><i>Hinweis für den Lehrer:</i> Als einzig geeignete Kombination vollständig leicht löslicher Salze eignen sich: Ammoniumsulfat, Natriumnitrat und Natriumcarbonat.</p>
<p><b>Geräte</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• 3 Petrischalen mit den zu untersuchenden Substanzen</li> <li>• Reagenzgläser</li> <li>• Reagenzglasständer</li> <li>• Stopfen</li> <li>• 2 Uhrglasschalen oder kleine Petrischale mit Deckel</li> <li>• Pipetten</li> <li>• Glasstab</li> <li>• kleine Sprühflaschen</li> <li>• Magnesiastäbchen</li> <li>• Spatel</li> <li>• lange Pipette</li> <li>• Brenner</li> </ul>
<p><b>Chemikalien</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Bariumnitrat</li> <li>• Natriumcarbonat</li> <li>• Ammoniumsulfat</li> <li>• Bariumchlorid-Lösung</li> <li>• verdünnte Salpetersäure</li> <li>• verdünnte Schwefelsäure</li> <li>• konzentrierte Schwefelsäure</li> <li>• verdünnte Salzsäure</li> <li>• konzentrierte Salzsäure</li> <li>• Barium- oder Calciumhydroxidlösung</li> <li>• Universalindikator-Papier</li> <li>• Universalindikator-Lösung</li> <li>• Eisen(II)-sulfat bzw. frisch zubereitete Eisen(II)-sulfat-Lösung</li> <li>• Wasser</li> </ul>



<b>Durchführung</b>	Zur Analyse stehen verschiedene Möglichkeiten zur Verfügung.	
	I	Überprüfen der Wasserlöslichkeit
	II	Überprüfen des pH-Werts mit Universalindikator
	III	Feststoff in einem Reagenzglas mit Säure versetzen (zusätzlich: Aufsaugen des entstehenden Gases mit einer Pipette und das Gas in Barium- oder Calciumhydroxidlösung überführen)
	IV	Lösung mit BaCl <sub>2</sub> -Lösung versetzen, anschließend Säurezugabe
	V	Nachweis von Ammonium-Ionen in zwei Uhrglasschalen oder Petrischale mit Deckel: Zugabe von Natronlauge auf den Feststoff; Test des Gases mit Unitestpapier an der Innenseite des Deckels oder nach kurzem Öffnen mit einem Glasstab, an dem ein Tropfen konzentrierter Salzsäure hängt.
	VI	Flammenfärbung (Feststoff mit Magnesiastäbchen oder Lösung mit Sprühflasche) – Die Magnesiastäbchen werden nach Eintauchen in verdünnte Salzsäure in der Brennerflamme zunächst ausgeglüht.
	VII	Ringprobe: Ca. 2 Milliliter der gelösten Substanz werden mit der gleichen Menge frisch zubereiteter Eisen(II)-sulfat-Lösung versetzt, mit einigen Tropfen verdünnter Schwefelsäure angesäuert und dann mit einer langen Pipette vorsichtig mit ca. 2 ml konzentrierter Schwefelsäure unterschichtet. (Alternativ zur langen Pipette lässt man die Schwefelsäure sehr langsam in das schräg gehaltene Reagenzglas fließen.)
<b>Beobachtungen</b>	I	alle Substanzen leicht wasserlöslich
	II	Ammonium-Ionen führen zu leicht saurem Verhalten; Carbonat-Ionen zu basischem Verhalten
	III	Gasentwicklung bei Vorhandensein von Carbonat-Ionen
	IV	weißer Niederschlag bei Vorhandensein von Carbonat- oder Sulfat-Ionen; nach Säurezugabe löst dieser sich bei Vorhandensein von Carbonat wieder auf.
	V	Unitestpapier färbt sich blau: bei Verwendung von Salzsäure: weißer Rauch
	VI	Natrium-Ionen führen zu einer Gelbfärbung der Flamme, Barium-Ionen zu einer leichten Grünfärbung
	VII	Bei Vorhandensein von Nitrat-Ionen entsteht an der Grenzfläche zwischen konzentrierter Schwefelsäure und restlicher Lösung ein brauner Ring.

<b>Auswertung</b>	I	Eine Substanz muss Bariumnitrat sein, da Bariumsulfat und Bariumcarbonat schwer wasserlöslich sind.
	II	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
	III	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	IV	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{BaCO}_3$ $\text{BaCO}_3 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
	V	Reaktion der Substanz mit Natronlauge: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Reaktion des Gases am Indikatorpapier: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ Reaktion des Gases mit Salzsäuredämpfen: $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}$
	VII	Die Eisen(II)-Ionen reduzieren in saurer Lösung die Nitrat-Ionen: $3 \text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NO} + 3 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ Anschließend entsteht mit überschüssigen hydratisierten Eisen(II)-Ionen der braun gefärbte Komplex: $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{NO} + \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{NO})]^{2+} + \text{H}_2\text{O}$