

chlorür, PdCl_2 , und Palladiumchlorid, PdCl_2 , vereinigen sich mit den Alkalichloriden zu komplexen Salzen, wie K_2PdCl_4 und K_2PdCl_6 . Palladiumchlorür, das rotbraune Kristalle der Zusammensetzung $\text{PdCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ bildet, dient als Reagens auf Jodjonen, da das Palladiumjodür, PdJ_2 , im Gegensatz zum Chlorür und Bromür unlöslich ist (S. 103). Palladiumjodür fällt hierbei als schwarzer, flockiger Niederschlag. Ferner besitzt die Lösung des Palladiumchlorürs die Fähigkeit, Kohlenoxyd zu absorbieren, wobei unter Abscheidung von metallischem Palladium Dunkelfärbung eintritt, das Chlorür dient daher zur Erkennung des Kohlenoxyds (S. 239). Mit Ammoniak vereinigen sich die Salze des Palladiums ebenso, wie die des Platins, zu komplexen Verbindungen.

Rhodium, Rh.

Atomgewicht 102,9.

Das Rhodium ist auch in Königswasser nicht löslich und bleibt daher bei der Behandlung des Platinerzes mit Königswasser nebst dem Iridium im Rückstande. Vom Iridium trennt man es, indem man die salzsaure Lösung, die nach dem beim Iridium beschriebenen Verfahren dargestellt worden ist, mit Ammoniumchlorid versetzt, wodurch Ammoniumiridiumchlorid ausgefällt wird. Aus der Mutterlauge gewinnt man durch Eindampfen Ammoniumrhodiumchlorid, das beim Glühen Rhodium hinterläßt. Das Rhodium hat die Farbe und den Glanz des Aluminiums, ist weich, geschmeidig und dehnbar wie Silber, in unreinem Zustande aber hart und spröde. Sein spezifisches Gewicht beträgt 12,1, es schmilzt schwieriger als Platin, in Säuren ist es unlöslich, hingegen wird es von Chlor leichter angegriffen, als die andern Platinmetalle. In fein verteilter Zustande übt das Rhodium starke katalytische Wirkungen aus, so vermag es Ameisensäure in wässriger Lösung in Wasserstoff und Kohlendioxyd zu zerlegen: $\text{H}_2\text{CO}_2 = \text{H}_2 + \text{CO}_2$, auch verdichtet es als Rhodiumschwarz große Mengen von Wasserstoff.

In seinen Verbindungen ist das Rhodium, wie das Iridium, 2-, 3- und 4-wertig, entsprechend den Oxyden RhO , Rh_2O_3 , RhO_2 , ferner kennt man die Sulfide RhS und Rh_2S_3 . Die Salze sind z. T. rot, wovon das Element seinen Namen hat (rhodon Rose). Die beständigsten Verbindungen sind die des dreiwertigen Rhodiums, von denen das Natriumrhodiumchlorid, $\text{Na}_3\text{RhCl}_6 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, bemerkenswert ist, das in Alkohol unlöslich ist und daher zur Trennung des Rhodiums von den andern Platinmetallen dient, deren Natriumdoppelchloride sämtlich in Alkohol löslich sind. Mit Ammoniak bilden die Rhodiumsalze zahlreiche Additionsprodukte.

Ruthenium, Ru.

Atomgewicht 101,7.

Das Ruthenium findet sich in dem unlöslichen Rückstande, der beim Behandeln des Platinerzes mit Königswasser hinterbleibt. Es steht von den Metallen der Platinreihe dem Osmium am nächsten und bildet, wie dieses, ein flüchtiges Tetroxyd, RuO_4 . Das reine Ruthenium ist silberweiß, hart und spröde. Es findet für sich keine Verwendung, geht aber in die Legierungen aus Platin und Iridium ein, die häufig an Stelle des Platins zu chemischen Geräten benutzt werden. Das spezifische Gewicht des Rutheniums beträgt 12, es ist nebst dem Osmium das am schwierigsten schmelzbare Metall. Von Säuren wird es nicht angegriffen, aber beim Schmelzen mit Kaliumhydroxyd und Salpeter wird es oxydiert. Gleich dem Osmium zeigt das Ruthenium einen starken Wechsel der Wertigkeit, es bildet die Oxyde RuO , Ru_2O_3 , RuO_2 und RuO_4 . Oxyde der Zusammensetzung RuO_3 und Ru_2O_7 sind zwar nicht bekannt, wohl aber kennt man Salze, die den von diesen Oxyden abgeleiteten Säuren, H_2RuO_4 und HRuO_4 , entsprechen, z. B. K_2RuO_4 , KRuO_4 . Mit Chlor bildet das Ruthenium die Verbindungen RuCl_2 , RuCl_3 und RuCl_4 , von denen die letzte nur in Form von Doppelchloriden bekannt ist. Die bemerkenswerteste Verbindung des Rutheniums ist das durch seine Flüchtigkeit ausgezeichnete Rutheniumtetroxyd, RuO_4 , das beim Hindurchleiten eines raschen Chlorstroms durch die Lösung eines Rutheniumsalzes entsteht, wobei es sich verflüchtigt und in der Vorlage zu einer goldgelben Kristallmasse verdichtet. Es schmilzt bei $25,5^\circ$ und verwandelt sich oberhalb 100° in einen goldgelben Dampf, der den Geruch der höheren Stickoxyde besitzt und heftig zum Husten reizt. Die Verbindung ist wenig beständig, sie zerfällt leicht in niedere Oxyde, in

Wasser ist sie wenig löslich, die Lösung schwärzt die Haut, wie die des Osmiumtetroxyds.

Chemische Prüfung der Arzneimittel.

Bei der Prüfung einer Substanz, die als Arzneimittel Verwendung finden soll, handelt es sich zunächst darum, ihre Identität festzustellen. Ist diese ermittelt, so ist die Abwesenheit von fremden Substanzen, von Verunreinigungen, nachzuweisen. Man unterscheidet demnach Identitätsproben und Reinheitsproben. Beide ergeben sich aus den üblichen Methoden der analytischen Chemie. Die der anorganischen Chemie angehörigen Arzneimittel sind zum größten Teil Salze, Säuren und Basen, also Elektrolyte. Wie S. 91 auseinandergesetzt wurde, sind die Reaktionen, die die Elektrolyte in wässriger Lösung zeigen, Ionenreaktionen, es beruhen also ihre Identitätsreaktionen auf den Reaktionen des Kations und Anions. So wird man sich bei der Identitätsprüfung des Ferrum sulfuricum davon überzeugen, daß seine wässrige Lösung mit Kaliumferricyanid einen tiefblauen Niederschlag gibt (Reaktion des Ferrojons) und daß Bariumnitrat in ihr eine weiße Fällung von Bariumsulfat erzeugt (Reaktion des Sulfatjons). Die Identitätsprüfung solcher Stoffe, die nicht Elektrolyte sind, wie Ferrum pulveratum, kann erfolgen, indem man sie in den Jonenzustand überführt. Man löst hierzu das Eisen in Salzsäure auf, worauf die Lösung die Reaktionen der Ferrojone zeigt. Wo eine Überführung in den Jonenzustand nicht möglich ist, wie beim Wasserstoffperoxyd, werden zur Erkennung der Substanz Spezialreaktionen ausgeführt, die sich aus ihrem chemischen Charakter ergeben. Auch die Reinheitsproben beruhen zum ganz überwiegenden Teil auf Ionenreaktionen, wofür die einfachen Säuren und Salze des Arzneibuchs zahlreiche Beispiele enthalten. So prüft man die Salpetersäure durch Bariumnitrat auf einen Gehalt an Sulfatjonen, durch Silbernitrat auf Chlorjone. Hierbei ist natürlich zu beachten, daß die Prüfung unter den Bedingungen erfolgt, die die Regeln der analytischen Chemie vorschreiben, um einen einwandfreien Verlauf der Reaktion herbeizuführen. So muß die Salpetersäure vor der Prüfung auf Schwefelsäure und Salzsäure stark mit Wasser verdünnt werden, da Barium- und Silbernitrat in konzentrierter Salpetersäure schwer löslich sind und daher auch mit der reinen Säure Niederschläge geben würden. (Vgl. das Gesetz der gleichjonigen Zusätze S. 152.) Eine einfache Überlegung lehrt auch, daß es zuweilen erforderlich ist, dieselbe Verunreinigung in verschiedenen Chemikalien auf ganz verschiedenen Wegen nachzuweisen. So erkennt man einen Gehalt an schwefliger Säure in der Salzsäure daran, daß man sie durch Jod zu Schwefelsäure oxydiert, die durch Bariumnitrat nachgewiesen wird, in der Schwefelsäure aber durch die reduzierende und dadurch entfärbende Wirkung, die schweflige Säure auf Kaliumpermanganat ausübt. Eine in vielen Fällen angewandte Probe auf Reinheit besteht in der Prüfung des Verhaltens einer Substanz gegen Lösungsmittel. Wasserlösliche Salze sollen mit der genügenden Menge Wasser eine klare Lösung geben, in Wasser nicht lösliche Stoffe, wie Calcium carbonicum oder Magnesia usta, sollen sich in solchen Säuren, die sie in lösliche Verbindungen überführen, klar auflösen.