

Das Element Silber

1. Eigenschaften

Silber (Ag) ist ein weiß-glänzendes, weiches Edelmetall. Es ist ein sehr dehnbares Metall mit der besten elektrischen und thermischen Leitfähigkeit aller Metalle. [1]

Der Schmelzpunkt des Elementes liegt bei 961,8 °C und sein Siedepunkt beträgt 2162 °C.

Sein strahlend weißer Metallglanz beruht auf dem höchsten Reflexions- und Absorptionsvermögen für Licht. [2]

Silber reagiert nicht mit Wasser, Salzsäure oder Laugen. In warmer, konzentrierter Schwefelsäure, in Salpetersäure und in Alkalicyanidlösungen dagegen ist es löslich.

An sauberer Luft ist Silber beständig, jedoch beim Kontakt mit Schwefelverbindungen läuft es durch die Bildung von Silbersulfid (Ag₂S) schwarz an. Diese Eigenschaft erklärt auch das Anlaufen von Silberbesteck. [1]

Versuch 1: Reinigen eines Silberlöffels

Geräte:

Kristallisierschale, Spatel, Heizplatte, Glasstab, Tielgelzange

Chemikalien:

Natriumcarbonat (Na₂CO₃), angelaufener Silberlöffel, Aluminiumfolie (Al), destilliertes Wasser (H₂O)

Durchführung:

Zu Wasser werden einige Spatelspitzen voll Natriumcarbonat in eine Kristallisierschale gegeben. Die Lösung wird auf der Heizplatte erwärmt.

Der Silberlöffel, der in Aluminiumfolie eingewickelt wurde, wird danach in die warme Lösung gelegt. Nach fünf Minuten nimmt man den „eingepackten“ Löffel mit der Tielgelzange aus der Kristallisierschale und entfernt die Aluminiumfolie wieder.

Beobachtung:

Der Löffel glänzt wieder.

Auswertung:

Der schwarze Belag des Löffels ist Silbersulfid Ag₂S. Durch seinen Kontakt mit Aluminium entsteht ein elektrochemisches Lokalelement.

Das Aluminium wird zu Ionen oxidiert, während die Silberionen im Silbersulfid zu elementarem Silber reduziert werden, d. h.:



2. Vorkommen

Silber ist ein seltenes Element, kommt jedoch 20-mal häufiger als Gold in der Erdkruste vor. Es tritt in der Natur gediegen, in Form von Drähten oder grauen Kristallen auf. Die natürlichen Silberminerale sind zum größten Teil schwerlösliche Sulfide, wie z. B. Silbersulfid (Ag_2S). [2]

3. Herstellung

Silber ist wegen seiner chemischen Verwandtschaft mit Kupfer, Blei und Zink geringfügig in den sulfidischen Erzen dieser Metalle enthalten und fällt deshalb bei deren Rohstoffgewinnung als Nebenprodukt an. Dies ist auch der Grund für die drastisch gesunkenen Preise auf dem Silbermarkt. [2]

Nur etwa 20 % des Rohsilbers werden aus Silbererzen durch Cyanidlaugerei gewonnen. [1]

4. Verwendung

Etwa 40 % des weltweit produzierten Silbers werden in der Photoindustrie verbraucht. Wegen seiner hohen elektrischen Leitfähigkeit wird es heutzutage in der Elektronik verwendet.

In der Medizin findet das Element aufgrund seiner bakterientötenden Wirkung auch Anwendung. [2]

Früher spielte es bei der Herstellung von Münzen und Silberbesteck eine wichtige Rolle. [2]

In Silberschmuck wird das Metall zur Erhöhung der Härte mit anderen Metallen legiert. [1]

Silber findet auch bei der Spiegelherstellung Anwendung. [2]

Versuch 2: Nachweis von Silber in Legierungen

Geräte:

Reagenzglas, Spatel, Pipette, Silberlöffel

Chemikalien:

verdünnte Salpetersäure (HNO_3), Kaliumchromat (K_2CrO_4) - Lösung

Durchführung:

Auf einen Silberlöffel werden einige Tropfen Salpetersäure gegeben. Danach fügt man etwas Kaliumchromatlösung dazu.

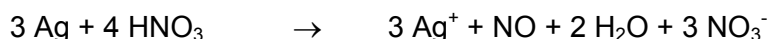
Beobachtung:

Sofort bildet sich auf dem Silberlöffel ein roter Fleck.

Auswertung:

Silber ist in verdünnter Salpetersäure löslich.

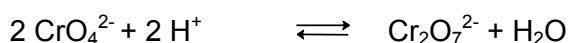
Die Salpetersäure oxidiert das Silber und wird selber reduziert:



Mit den Chromationen bildet sich dann rotbraunes Silberchromat:



Aufgrund des Chromat- Dichromat- Gleichgewichtes



entsteht auch etwas braunrotes Silberdichromat $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Die Silbersalze bedingen den roten Fleck auf dem Silberlöffel. [1, 5, 6]

Versuch 3: Herstellung eines Silberspiegels

Geräte:

Heizplatte, Kristallisierschale, 2 Messpipetten (v = 10 ml), Pasteur-Pipette, sauberer und fettfreier Rundkolben

Chemikalien:

Silbernitratlösung (AgNO₃), Ammoniaklösung (NH₃), gesättigte Glucoselösung (C₆H₁₂O₆)

Durchführung:

In den Rundkolben werden 6 ml Silbernitratlösung gegeben und mit Ammoniak versetzt, bis sich der braune Niederschlag, der sich zuerst bildet, wieder auflöst.

Anschließend werden 10 ml der Glucoselösung dazugegeben. Dann wird die Lösung mit dem Bunsenbrenner erwärmt. [4]

Beobachtung:

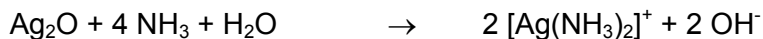
Mit der Zeit lagert sich an der Wand des Rundkolbens ein glänzender Silberspiegel ab.

Auswertung:

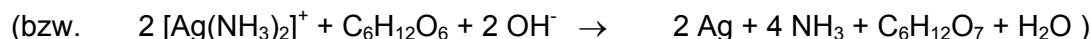
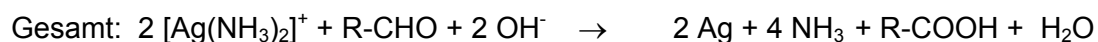
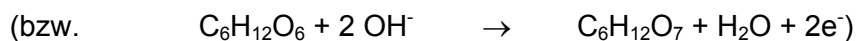
Bei der Zugabe von Ammoniak zur Silbernitratlösung werden die Ag⁺- Ionen als Silberoxid ausgefällt.



Aufgrund der weiteren Ammoniakzugabe gehen die Silberionen als Diamminsilberkomplex wieder in Lösung.



Die Glucose reduziert die Silberionen zu elementarem Silber und wird dabei oxidiert. [7-10]



5. Lehrplanbezug

Die Versuche eignen sich als praktische Beispiele für Redoxreaktionen, die im Lehrplan der Realschule in der neunten Klasse vorkommen. [11]

Der Versuch zur Herstellung eines Silberspiegels kann in einer Experimentierstunde vor Weihnachten zum "Basteln" einer Christbaumkugel herangezogen werden. Auch in der zehnten Klasse bei den Themen "Mehrwertige Alkohole", "Aldehyde" und "Carbonsäuren", die im Lehrplan unter "Sauerstoffhaltige organische Verbindungen" stehen, lässt sich der Versuch anwenden. [12]

Silber kennen die Schüler meist aus dem Alltag in Form von Schmuck oder Besteck, deshalb bietet sich das Reinigen von Silber als "Hausfrauentipp" an, aber auch die Nachweisreaktion, da Silber immer in legierter Form vorliegt.

6. Quellenangaben

- [1] H. Breuer, dtv-Atlas zur Chemie, Allgemeine und anorganische Chemie, Band 1, 4. Auflage, Deutscher Taschenbuchverlag GmbH & Co. KG, München, 1987, S. 203.
- [2] L. F. Trueb, Die chemischen Elemente: Ein Streifzug durch das Periodensystem, S. Hirzel-Verlag, Stuttgart, 1996, S. 197 - 203.
- [3] F. A. Cotton, G. Wilkinson, Anorganische Chemie, 4. völlig neu bearbeitete Auflage, Verlag Chemie, Weinheim, Deerfield Beach, Florida, Basel, 1982, S. 986, S. 748.
- [4] R. W. Roeksy, K. Möckel, Chemische Kabinettsstücke, Verlag Chemie, Weinheim, New York, Basel, Cambridge, Tokyo, 1994, S. 207 - 208.
- [5] G. Jander, E. Blasius, Lehrbuch der analytischen und präparativen Chemie. 15. Auflage, S. Hirzel-Verlag, Stuttgart, Leipzig, 2002, S. 431.
- [6] A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg, Holleman-Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 102. Auflage, Walter de Gruyter-Verlag, Berlin, New York, 2007, S. 1567 - 1568.
- [7] K. P. C. Vollhardt, Organische Chemie, 1. korrigierter Nachdruck der 1. Auflage, Weinheim, Basel, Cambridge, New York, Verlag Chemie, 1990, S. 670.
- [8] J. Strähle, E. Schwedea, Jander-Blasius: Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie, 16. überarbeitete Auflage, S. Hirzel-Verlag, Stuttgart, 2006, S. 512 - 515.
- [9] O. Jakob, W. Hoffmann, Grundlagen der Organischen Chemie, Band 1, C. C. Buchners-Verlag, Bamberg, 1987, S. 87.
- [10] H. Keune, W. Filbry, Chemische Schulexperimente, Band 2 (Anorganische Chemie, Teil 1), Verlag Harri Deutsch, Thun, Frankfurt M., 1978, S. 229.
H. Keune, H. Boeck, Chemische Schulexperimente, Band 1 (Anorganische Chemie), 1. Auflage, Volk und Wissen-Verlag GmbH & Co, Berlin, 1998, S. 281 - 282.
- [11] <http://www.realschule.bayern.de/lehrplan/ebenen/lehrplan/ch9.pdf> (Stand: 28.01.2008)
- [12] <http://www.realschule.bayern.de/lehrplan/ebenen/lehrplan/ch10.pdf> (Stand: 28.01.2008)