

Ruppersberg, Klaus; Nick, Sabine; Peper-Bienzeisler, Renate
Teste Dein Wissen mit Aufgaben aus der ChemieOlympiade? Eisen - eine weitreichende Geschichte

Chemie konkret : CHEMKON 22 (2015) 2, S. 93-94



Quellenangabe/ Reference:

Ruppersberg, Klaus; Nick, Sabine; Peper-Bienzeisler, Renate: Teste Dein Wissen mit Aufgaben aus der ChemieOlympiade? Eisen - eine weitreichende Geschichte - In: Chemie konkret : CHEMKON 22 (2015) 2, S. 93-94 - URN: urn:nbn:de:0111-pedocs-140334 - DOI: 10.25656/01:14033

<https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:0111-pedocs-140334>

<https://doi.org/10.25656/01:14033>

Nutzungsbedingungen

Gewährt wird ein nicht exklusives, nicht übertragbares, persönliches und beschränktes Recht auf Nutzung dieses Dokuments. Dieses Dokument ist ausschließlich für den persönlichen, nicht-kommerziellen Gebrauch bestimmt. Die Nutzung stellt keine Übertragung des Eigentumsrechts an diesem Dokument dar und gilt vorbehaltlich der folgenden Einschränkungen: Auf sämtlichen Kopien dieses Dokuments müssen alle Urheberrechtshinweise und sonstigen Hinweise auf gesetzlichen Schutz beibehalten werden. Sie dürfen dieses Dokument nicht in irgendeiner Weise abändern, noch dürfen Sie dieses Dokument für öffentliche oder kommerzielle Zwecke vervielfältigen, öffentlich ausstellen, aufführen, vertreiben oder anderweitig nutzen.

Mit der Verwendung dieses Dokuments erkennen Sie die Nutzungsbedingungen an.

Terms of use

We grant a non-exclusive, non-transferable, individual and limited right to using this document.

This document is solely intended for your personal, non-commercial use. Use of this document does not include any transfer of property rights and it is conditional to the following limitations: All of the copies of this documents must retain all copyright information and other information regarding legal protection. You are not allowed to alter this document in any way, to copy it for public or commercial purposes, to exhibit the document in public, to perform, distribute or otherwise use the document in public.

By using this particular document, you accept the above-stated conditions of use.

Kontakt / Contact:

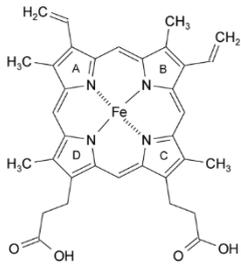
peDOCS
DIPF | Leibniz-Institut für Bildungsforschung und Bildungsinformation
Informationszentrum (IZ) Bildung
E-Mail: pedocs@dipf.de
Internet: www.pedocs.de

Mitglied der


Leibniz-Gemeinschaft

Teste dein Wissen mit Aufgaben aus der ChemieOlympiade!

Eisen – eine weitreichende Geschichte

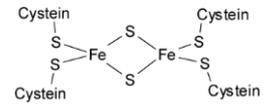


Strukturformel des Hämoglobin-Bestandteils Häm b

Wo kommt das Eisen in unserem Blut her?

Wir Menschen und alle anderen Wirbeltiere benötigen Eisen für den Aufbau des eisenhaltigen Proteins Hämoglobin, dem roten Blutfarbstoff, der für den Sauerstofftransport im Körper verantwortlich ist.

Dazu müssen wir eisenhaltige Nahrung, wie z. B. Pflanzen, aufnehmen. Diese enthalten Eisen in Form von Nichthäm-Eisen-Proteinen, sog. Ferredoxinen, die bei Elektronentransportketten eine wichtige Rolle spielen [1]. Die Pflanzen nehmen das Eisen aus dem Boden auf, in welchem dieses frei oder mineralisch gebunden in Form von Fe²⁺- oder als Fe³⁺-Ionen vorliegt.



Strukturformel des Ferredoxins

Findet man Eisen auch im Boden?

Eisen bzw. Eisen-Ionen können mit Kaliumthiocyanat und Kaliumhexacyanidoferraten(II, III) in charakteristischen Farbreaktionen nachgewiesen werden. Das kannst du mit einem einfachen Experiment selbst prüfen. Du benötigst nur ein

wenig Gartenerde und je nachdem, ob sie aus oxidativen oder reduktiven Bedingungen stammt, fallen die Nachweise unterschiedlich aus:

Versuch 1: Nachweis von Eisen in Gartenerde

Du brauchst folgende **Materialien**: ca. 50 g getrocknete Gartenerde von der Oberfläche (Kontakt mit Luftsauerstoff) und ca. 50 g feuchte Gartenerde aus 20 cm Tiefe (ohne Kontakt mit Luftsauerstoff), letztere vermischt mit Grashalmen, mehrere Tage im geschlossenen Gefäß aufbewahrt, Küchenwaage, zwei 300 mL-Erlenmeyerkolben und zwei 300 mL-Bechergläser, Glasstab zum Umrühren, Faltenfilter, zwei Trichter, Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Schutzbrille, Schwefelsäure, c = 0,5 mol L⁻¹, Tropffläschchen mit:

- Kaliumthiocyanat-Lösung, w = 2,5 %
- Kaliumhexacyanidoferrat(III)-Lösung (rotes Blutlaugensalz), w = 1 %
- Kaliumhexacyanidoferrat(II)-Lösung (gelbes Blutlaugensalz), w = 1 %
- Eisen(III)-chlorid-Lösung, w = 1 %
- Ammoniumeisen(II)-sulfat-Hexahydrat (Mohrsches Salz), w = 1 %, in Schwefelsäure

Hinweis: Beim Experimentieren Schutzbrille tragen!

Durchführung: Fülle jeweils 10 g Gartenerde in je ein beschriftetes Becherglas und gib vorsichtig jeweils 100 mL der Schwefelsäure dazu.



Rühre mit einem Glasstab vorsichtig um und lasse alles 5 Minuten ruhig stehen. Passe die Filter in die Trichter ein und stelle sie in jeweils einen Erlenmeyerkolben. Dekantiere vorsichtig den Überstand deiner Bodenprobe in das Filter und warte, bis die Lösung durchgelaufen ist.

Gib von jedem Filtrat etwas in jeweils vier Reagenzgläser: In das erste kommt kein weiteres Reagens (Blindprobe), in das zweite kommen zusätzlich drei Tropfen Kaliumthiocyanat-Lösung zum Nachweis der Fe³⁺-Ionen, in das dritte kommen drei Tropfen Kaliumhexacyanidoferrat(III)-Lösung zum Nachweis der Fe²⁺-Ionen, und in das vierte kommen drei Tropfen Kaliumhexacyanidoferrat(II)-Lösung zum Nachweis der Fe³⁺-Ionen [2].



Wie im oberen Bild zu sehen ist, liefert die feucht konditionierte Gartenerde einen positiveren Nachweis von Fe²⁺-Ionen und die trocken konditionierte Gartenerde einen positiveren Nachweis von Fe³⁺-Ionen. (Warum zwei Nachweise für Fe³⁺-Ionen? Qualitativ betrachtet bringt KSCN eine bessere farbliche Unterscheidung der Bodenproben, allerdings ermöglicht Kaliumhexacyanidoferrat(II) eine bessere Beurteilung der quantitativen Anteile von Fe²⁺/Fe³⁺.)

Wie kommt denn nun das Eisen in die Gartenerde?

Eisen ist das häufigste Element des Planeten Erde, kommt in sehr vielen Mineralien vor und somit natürlich auch in der Gartenerde [4]. Recherchiere selbst weiter z. B. in [5] oder im Internet, um diese Frage genauer zu beantworten.

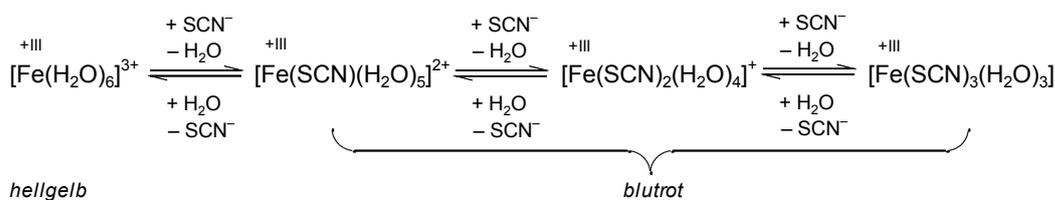
Wusstest du, dass man erst kürzlich den strukturellen Aufbau von Bridgmanit, des häufigsten eisenhaltigen Minerals der Erde, mit Hilfe eines Meteoriten aufklären konnte? Neugierig geworden? Unter [6] und [7] findest du mehr dazu!

Weitere Überlegungen ...

Wie die Reaktion mit Reinstoffen aussieht, kannst du prüfen, wenn du die dieselbe Versuchsanordnung mit Eisen(III)-chlorid-Lösung und mit einer schwefelsauren Lösung von Mohrschem Salz wiederholst. Letzteres ist stabiler als reines Eisen(II)-sulfat. Die entstehenden Farbstoffe heißen

- Eisenthiocyanat und b) Berliner Blau/Turnbulls Blau.

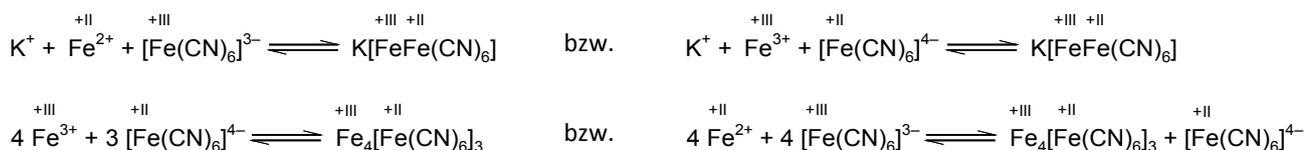
Beides sind charakteristische Nachweise für Eisen(III)- bzw. Eisen(II)-Ionen. Beim Eisenthiocyanat liegen in wässriger Lösung drei blutrot gefärbte Komplexverbindungen nebeneinander vor, deren Gleichgewichte sich durch Konzentrationsänderung verschieben lassen:



Beim Hexacyanidoferrat-Nachweis kommt es auf die Oxidationsstufen der Eisen-Ionen, aber auch auf die des Eisens im Hexacyanidoferrat-Ion selbst an. Je nachdem welche Oxidationsstufen beide jeweils aufweisen, fällt der Nachweis mal positiv, mal negativ aus [2]. In wässriger Lösung existiert folgendes Gleichgewicht:



Werden die Ionen einer Reaktionsseite der oberen Gleichgewichtsreaktion jeweils vereinigt, bildet sich, in Verbindung mit Kalium-Kationen kolloid gelöstes „Berliner Blau“



Bei höheren Konzentrationen an Eisen-Ionen entstehen unlösliches „Berliner Blau“ bzw. unlösliches „Turnbulls Blau“, deren blaue Färbung aber auch auf die identische Koordinationsverbindung ($\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$) zurückzuführen ist:

Werden dagegen Eisenspezies mit der **gleichen** Oxidationsstufe vereinigt, ist der Nachweis negativ. Kurz gesagt: Rotes Blutlaugensalz weist Eisen(II) nach, gelbes Blutlaugensalz dagegen Eisen(III).

Versuch 2: Kolorimetrischer Nachweis von Eisen-Ionen

Die Eisenmenge in 10 g deiner Gartenerde kannst du bestimmen, indem du die oben vorgestellten Nachweise mit Eisen(III)-Lösungen wiederholst, deren Konzentration bekannt ist. Durch den Vergleich der Farbintensitäten mit der Färbung deiner Lösungen kannst du den Eisengehalt in deiner Gartenerde bestimmen. Diese Art der quantitativen Analyse wird als *Kolorimetrie* bezeichnet und man verwendet dafür Fotometer.

Eine solche kolorimetrische Bestimmung mit einem Fotometer funktioniert mit Eisenthiocyanat sehr gut, da es wasserlöslich ist. Für unlösliches Berliner Blau ist es nicht möglich, da es bereits während der Messung auf den Boden der Küvette sinkt. Dennoch kannst du aber verschiedene Konzentrationen von Berliner Blau vergleichen und so annähernd eine Stoffmengenbestimmung durchführen, wie in [3] anschaulich gezeigt wird.

Dazu eine Aufgabe aus der ChemieOlympiade 2006

Ein Experiment zum Selbermachen

In einem Versuch werden 10 mL einer Fe^{3+} -Lösung und 30 mL einer SCN^- -Lösung zusammengegeben. Beide Lösungen haben dieselbe, nicht zu hohe Konzentration, anderenfalls ist der Effekt marginal.

Beobachtung 1: Es entsteht eine rote Lösung.

Ein Teil der roten Lösung wird auf das zehnfache Volumen verdünnt.

Beobachtung 2: Die Lösung färbt sich rot-braun.

Zu einem Teil der verdünnten Lösung wird wenig festes Eisen(III)-chlorid zugefügt.

Beobachtung 3: Die Lösung färbt sich rot.

Zu einem anderen Teil der verdünnten Lösung wird wenig festes Ammoniumthiocyanat zugefügt.

Beobachtung 4: Die Lösung färbt sich rot.

- Deuten Sie die vier Beobachtungen.
- Begründen Sie, warum die Versuchsteile 3 und 4 die Erklärung der Beobachtung 2 stützen.

Zum Nachschlagen und Nachlesen

- Hall, D. O., Cammack, R., Krishna Rao, K. (1977). Chemie und Biologie der Eisen-Schwefel-Proteine. Chemie in unserer Zeit 11, 165 – 175.
- Jander-Blasius (1997). Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie. Hirzel Verlag, Stuttgart.
- Bautsch, C.-J. (2002). Berliner Blau mit dem 256000sten Teil eines Nagels, Hamburg. www.bautschweb.de/chemie/berliner.htm (letzter Zugriff 4.2.2015).
- Schwedt, G. (2011). Elemente und ihre Minerale: Eisen. Chemie in unserer Zeit 45, 144 – 145.

- Müller, J., Lesch, H. (2005). Die Entstehung der chemischen Elemente: Vom Urknall zum roten Riesen. Chemie in unserer Zeit 39, 100 – 105.
- http://de.wikipedia.org/wiki/Bridgmanit#mediaviewer/File:Tenham_Meteorite.JPG (letzter Zugriff 4.2.2015).
- Tschauner, O. et al. (2014). Discovery of bridgmanite, the most abundant mineral in Earth, in a shocked meteorite. Science 346, 1100 – 1102.

Viel Spaß wünschen die CHEMKON-Redaktion und das IChO-Aufgabenteam!