

4) Aus einem Gemenge von Kupfervitriol, Bittersalz und Glaubersalz 14,031 p. C. Salz und diese bestanden aus:

$\text{CuOSO}_3$	2,770
$\text{MgOSO}_3$	4,456
$\text{NaO} \cdot \text{SO}_3$	6,805

Berechnet man diese auf 35,318 Th. der gesättigten Lösung, so ergibt sich:

$\text{CuOSO}_3$	6,972	statt	7,169
$\text{MgOSO}_3$	11,216	„	21,319
$\text{NaO} \cdot \text{SO}_3$	17,130	„	6,830

Es wurden in  $\frac{1}{4}$  Stunde 14 Grm. Lösung erhalten.

Ein Blick auf diese Zahlen lehrt die noch grösseren Abweichungen von dem Löslichkeitsverhältnisse der einzelnen Salze und den Einfluss, welchen Abwesenheit oder Gegenwart anderer Salze auf ein Salz haben. Es ergibt sich auch daraus der Ungrund der ziemlich verbreiteten Vorstellung, dass die in der Erde vorkommenden Salze von dem Wasser proportional ihrer sonst bekannten Löslichkeit in reichlicherer Menge aufgenommen werden, als die schwerer löslichen, dass man also überhaupt aus der Auflöslichkeit eines Salzes für sich keinen Schluss auf die Menge des Gelösten ziehen darf, wenn gleichzeitig neben ihm noch andere Salze der Einwirkung des Wassers ausgesetzt waren.

---

## XX.

### Ueber die Fuchs'sche Eisenprobe.

Von

Dr. **Ed. Ebermayer**,  
aus Nürnberg.

Im Auftrage der Hüttensteinacher Eisengewerkschaft und der königl. Bank in Nürnberg hatte ich die

Untersuchung ihrer Eisenerze auszuführen. Zu diesem Zweck probirte ich alle bekannten Eisenproben durch und unter denselben auch die von Fuchs. Diese Probe ist zu bekannt und als gut anerkannt, als dass ich an deren Genauigkeit nur im Geringsten zweifelte. Ihre Genauigkeit war auch durch Herrn Dr. Julius Löwe (dies. Journ. Bd. LXI, pag. 127) bewiesen. Bei den geringen Mengen, die bei diesen Versuchen angewandt wurden, ist die Differenz sehr gering, diese Differenzen erhöhen sich jedoch, wenn man die Resultate auf Procente berechnet. Es stellen sich nämlich folgende Resultate heraus:

Der I. Versuch	gibt	96,7	p. C. Eisen
' " II.	"	98,1	" "
" III.	"	96,8	" "
" IV.	"	100	" "
" V.	"	96,4	" "
" VI.	"	98,5	" "
" VII.	"	99,5	" "

Diese 7 Versuche würden demnach im Durchschnitt 98 p. C. Eisen ergeben.

Ich war nicht so glücklich, mit dieser Methode brauchbare Resultate zu erlangen, wie die verschiedenen Versuchsreihen zeigen, die ich mir hiemit mitzutheilen erlaube.

### *I. Versuchsreihe.*

Zu den folgenden Versuchen wandte ich Eisenerze an deren Eisengehalt ich entweder schon auf nassem Wege, oder durch Titiren bestimmt hatte.

Ich löste das Erz in Salzsäure auf, fügte einen Ueberschuss von Säure zu und erhitzte bis zum Sieden der Lösung. Hierauf brachte ich ein blankes Kupferblech in die kochende Lösung; dieselbe war nach  $\frac{3}{4}$  Stunden blaugrün. Ich liess dann bei Luftabschluss erkalten und wog das mit einer schwarzen Haut überzogene, sorgfältig in lauem Wasser abgewaschene und gut getrocknete Kupferblech.

Zu dieser ersten Versuchsreihe wandte ich einen sehr

eisenreichen Kalkstein an, in dem auf nassem Weg 4 p. C. Eisen gefunden wurden.

Angewandt wurden 2mal 1 Grm.

Bei der einen Menge verlor:

das Kupferblech 0,013 Grm.

bei der andern 0,017 „

Diess entspricht:

1,04 und 1,5 p. C. Eisen,

also zu wenig.

Der zweite Versuch, wie überhaupt alle folgenden, wurden in der Weise ausgeführt, dass die Lösung verdünnt wurde.

Es wurde wieder 2mal 1 Grm. aufgelöst.

I. Nach  $1\frac{3}{4}$ stündigem Kochen zeigte sich ein Gewichtsverlust von 0,035, der 3,09 p. C. Eisen entspricht.

II. Bei der andern Menge verlor das Kupfer nach  $2\frac{1}{4}$ stündigem Kochen 0,078 Grm., welcher 6,88 p. C. Eisen entspricht.

Da sich bei diesem Kalkstein so bedeutende Differenzen zeigten, so ging ich zu einem Thoneisenstein über.

## II. Versuchsreihe.

Mit einem Thoneisenstein aus der braunen Juraformation aus Heidenheim am Hahnenkam. Derselbe enthielt 30,5 p. C. Eisenoxyd oder 21,35 p. C. Eisen.

Nach dem Auflösen in Salzsäure wurde die Lösung durch Zink reducirt, hierauf ins Kochen und dann erst das Kupfer in die Lösung gebracht.

Angewandt wurden zweimal 1 Grm.

Ich erhielt mit der ersten Portion nach 1stündigem Kochen einen Verlust an Kupfer = 0,219 Grm., entspricht 19,33 p. C. Eisen; mit der andern Portion nach  $\frac{3}{4}$ stündigem Kochen 0,188 Grm. = 16,6 p. C. Eisen.

Diese zwei Lösungen wurden sorgfältig und gesondert abgegossen, wieder ins Sieden gebracht und die beiden Kupferstreifen, die ich durch ihre Form kenntlich gemacht hatte, wieder in die betreffenden Lösungen gebracht. Der Kupferstreifen verlor in der ersten Lösung nach noch

1stündigem, also im Ganzen 2stündigem Kochen **0,239** Grm. Kupfer.

In der zweiten Lösung verlor er nach im Ganzen  $\frac{1}{4}$ stündigem Kochen **0,215** Grm. Kupfer.

Das Wägen der Kupferstreifen und Wiederkochen in der Lösung wurde noch länger fortgesetzt, wobei aber der Luftzutritt möglichst vermieden wurde.

Zur bessern Uebersicht stelle ich die beiden Versuche von Anfang an hier zusammen:

I. nach 1stündigem Kochen **0,219** Grm. Verlust

„ **2** „ „ **0,239** „ „

„  **$3\frac{1}{2}$**  „ „ **0,455** „ „

„ **5** „ „ **0,56** „ „

letzteres entspricht **49,45** p. C. Eisen;

II. nach  $\frac{3}{4}$ stündigem Kochen **0,188** Grm. Verlust

„  $\frac{7}{4}$  „ „ **0,215** „ „

„  **$3\frac{1}{4}$**  „ „ **0,446** „ „

„ **5** „ „ **0,647** „ „

oder **57,13** p. C. Eisen.

Da die Resultate bereits den wirklichen Gehalt überstiegen hatten, so hörte ich nach **5** Stunden auf.

Von demselben Erz löste ich jedoch noch einmal **2mal 1** Grm. auf und kochte beide Portionen in verdünntem Zustande **1** Stunde. Die I. Lösung war gelbgrün und das Kupfer erlitt einen Verlust von

**0,162** Grm. = **14,3** p. C. Eisen.

Die II. Lösung war mehr blaugrün und hatte einen Verlust von **0,195** Grm. = **17,3** p. C. Eisen.

### III. Versuchsreihe.

Angewandt wurde hierzu ein Eisensandstein von eben dorthier, der

**18,6** p. C.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  = **13,02** Grm. Eisen

enthielt.

1) Angewandt wurde **1,036** Grm.

Nach  $\frac{3}{4}$ stündigem Kochen war die Flüssigkeit gelbgrün und der Verlust am Kupfer war **0,093** Grm., was **7,5** p. C. Fe entspricht.

2) Angewandt wurden 2mal 1 Grm. und beide 1½ Stunden gekocht.

I. Verlust an Kupfer 0,152 Grm. = 13,4 p. C. Fe

II. „ „ 0,111 „ = 9,8 p. C. Fe

II. war blaugrüner als I.

#### IV. Versuchsreihe

mit einem Eisensandstein, der 22,7 p. C. Eisenoxyd = 15,89 p. C. Eisen enthielt.

1) Angewandt 2mal 1 Grm.

I. Verlust an Kupfer nach ¾stündigem Kochen  
0,128 Grm. = 11,29 p. C. Eisen.

II. Verlust an Kupfer nach 2¾stündigem Kochen  
0,263 Grm. = 23,2 p. C. Eisen.

2) Angewandt 2mal 1 Grm.

Nach 1stündigem Kochen erhielt ich:

I. 0,155 Grm. Kupferverlust = 13,6 p. C. Eisen

II. 0,156 „ „ = 13,76 p. C. „

Die Flüssigkeit I. wurde sorgfältig abgegossen und wieder zum Sieden erhitzt. Während dieser Zeit wurde das Kupferblech von neuem blank geputzt, gewogen und dann wieder in die Flüssigkeit gebracht.

Nach ¾stündigem Kochen in der Flüssigkeit hatte es noch 0,096 Grm. verloren. Auf diese Weise wurde der Versuch noch längere Zeit fortgesetzt und immer zeigten sich neue Verluste.

Da ich diesmal wenigstens zweimal übereinstimmende Resultate erhielt, so wollte ich versuchen, den Punkt genau zu bestimmen, bei dem alles Eisenoxyd in Oxydul umgewandelt ist. Ferrocyankalium lässt sich wegen der Anwesenheit von Kupfer nicht anwenden und Rhodankalium scheint zu empfindlich zu sein. Von der Lösung ein Tropfen in Rhodankaliumlösung gebracht, färbte dieselbe noch roth, während nach dem Kupferverlust der Eisengehalt schon über 100 p. C. betrug.

#### V. Versuchsreihe.

Angewandt wurden 0,5 Grm. von einem durch Ammoniak gefällten, aus Eisenoxyd und Thonerde bestehenden Niederschlag, der 58,5 p. C. Eisen enthielt.

Rhodankalium wurde nach 1stündigem Kochen des Kupfers in concentrirter Lösung noch roth gefärbt und das Kupfer hatte 0,5 Grm. verloren, was 88,3 p. C. Eisen entspricht.

Die Lösung wurde nun verdünnt, das Kupfer wieder blank geputzt und weitere  $1\frac{1}{2}$  Stunden damit gekocht. Rhodankalium wurde von der Lösung noch roth gefärbt; das Kupfer hatte noch 0,09 Grm. verloren = 15,89 p. C. Eisen. Die 88,3 und 15,9 p. C. Eisen machen 104,2 p. C. Eisen.

Ich hatte noch viele Versuche gemacht, die aber sämmtlich kein befriedigendes Resultat gaben und ich begnüge mich damit, die wenigen zur Beurtheilung und Prüfung hier vorgelegt zu haben.

Da bei allen diesen Versuchen die Luft so viel als möglich abgehalten war und die Operationen immer rasch hinter einander ausgeführt wurden, so ist es nicht wohl denkbar, dass diese immer sich erneuernden Kupferverluste durch Oxydation des Eisenoxyduls durch die Luft entstehen konnten.

Ich hatte mich ferner überzeugt, dass meine Salzsäure von Chlor und Salpetersäure frei war und habe die Versuchsmassregeln bei der Ausführung alle genau befolgt.

Ich möchte fast glauben, dass dieses immerwährende sich Auflösen des Kupfers seinen Grund hat in der Bildung von galvanischer Elektricität zwischen dem Kupfer und dem es überziehenden schwarzem Häutchen von Kupferoxyd, wodurch eine Wasserzersetzung bewirkt und Sauerstoff zur Oxydation des Eisenoxyduls geliefert wird.

Es ist möglich, dass man durch grosse Uebung es dahin bringen kann, den Punkt, bei welchem alles Oxyd in Oxydul verwandelt ist, durch die Farbe der Lösung zu erkennen; sicher und ganz genau wird diese Methode jedenfalls dann erst, wenn man diesen Punkt durch ein besser wahrnehmbares Zeichen bestimmen kann.

---