

Hinweis

Bei dieser Datei handelt es sich um ein Protokoll, das einen Vortrag im Rahmen des Chemielehramtsstudiums an der Uni Marburg referiert. Zur besseren Durchsuchbarkeit wurde zudem eine Texterkennung durchgeführt und hinter das eingescannte Bild gelegt, so dass Copy & Paste möglich ist – aber Vorsicht, die Texterkennung wurde nicht korrigiert und ist gerade bei schlecht leserlichen Dateien mit Fehlern behaftet.

Alle mehr als 700 Protokolle (Anfang 2007) können auf der Seite http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen_experimentalvortrag.html eingesehen und heruntergeladen werden.

Zudem stehen auf der Seite www.chids.de weitere Versuche, Lernzirkel und Staatsexamensarbeiten bereit.

Dr. Ph. Reiß, im Juli 2007

434

Übungen im chemischen Experimentalvortrag (SoSe 1992)
Veranstaltungsleitung: Dr.J.Butenuth, Dr.E.Gerstner,
Prof.Dr.U.Müller

Von der Phlogiston-
zur Oxidationstheorie

anorganisch-chemischer Vortrag von Johannes Rohleder, gehalten am
13.05.1992

In dem folgenden Vortrag werde ich mich mit einem historischen Thema befassen, und zwar mit einem Aspekt aus der Chemie des 18. Jhd., einer Zeit in der der Umbruch von der Alchemie des Mittelalters hin zur Chemie als Wissenschaft der Neuzeit vollzogen wurde. Speziell werde ich mich mit der Erklärung von Verbrennungsvorgängen beschäftigen. Dazu habe ich dem Vortrag folgende Struktur gegeben:

- 1. Die Phlogistontheorie des Georg Ernst Stahl**
- 2. Die Entdeckung des Wasser- und des Sauerstoffs**
- 3. Die Oxidationstheorie Antoine Laurent Lavoisiers**
- 4. Die Säuretheorie des A.L.Lavoisier**

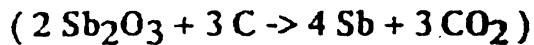
Bevor die Phlogistontheorie aufgestellt wurde, nahm man an, daß Feuer neben Wasser, Erde und Luft eines der vier Elemente sei. Die Funktion des Feuers bei der Verhüttung von Erzen sollte darin bestehen, daß das Feuer die notwendige Wärme erzeugte, mittels derer die Metalle aus den Erzen herausgeschmolzen werden konnten. Eine erste Erklärung für Verbrennungsvorgänge lieferte die Phlogistontheorie des *Georg Ernst Stahl*.

G.E.Stahl, der von 1659-1734 in Deutschland lebte, wurde nach dem Studium der Medizin in Jena im Jahre 1687 Leibarzt des Herzogs Johann Ernst von Sachsen-Weimar. 1693 erhielt er eine Professur für Medizin an der Universität Halle.

Neben der Medizin beschäftigte er sich mit der Chemie und deren Anwendung in der Medizin. Sein besonderes Interesse fand dabei der Prozess der Erzverhüttung, wobei er Beobachtungen machte, welche eine neue Erklärung für Verbrennungsvorgänge erforderte. Diese Beobachtungen habe ich im Original auf der nächsten Seite abgedruckt.

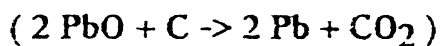
Den zweiten beschriebenen Versuch, die Reduktion von Bleioxid, werde ich nachstellen, wobei ich mich exakt an die Vorschrift Stahls halten werde.

1.) Reaktion von Antimonoxid mit Kohlenstoff



"Die Sache war mir zuerst verdriesslich, daß nämlich, wenn ich eine recht saubere, durchsichtige Schlacke (Antimonoxid) aus einem reinen regulo antimonii (metallisches Antimon) gemacht hatte und mir eine Kohle hineinfiel, der regulus aus der Schlacke hurtig wieder niederfiel. [...] Da war es gewiß an der Zeit, die Sache mit etwas mehr Bedacht zu erwägen, als es bisher bei allen chymicis ... gewöhnlich gewesen und deren wesentliche Ursachen besser nachzudenken."

2.) Reaktion von Bleioxid mit Kohlenstoff (V1)



"Wenn man etwas Bleikalk (Bleioxid) von der Größe einer Erbse nimmt, ein mäßiges Höhlchen in eine Kohle macht, dieses darein drückt und mit eines Goldschmieds Lötröhrchen die Flamme von einem Licht mit heller Spitze darauf treibt, so fließt es zu Glas. Man gebe nun acht, wenn dieser Glastropfen den glühenden Rand der Kohle erreicht, so wird er ein klein wenig zischen und augenblicklich wieder Blei sein und auch alles das übrige gleichmäßig zu Blei werden."

Versuch 1: Reduktion von Bleioxid

Geräte: Lötrohr, Kerze, Spatel

Chemikalien: PbO, Holzkohletafel

Durchführung: Man macht eine Mulde in die Holzkohletafel, gibt dahin eine Spatelspitze PbO, vermengt mit etwas Holzkohlestaub und feuchtet mit wenig Wasser an. Dann treibt man mit dem Lötrohr den reduzierenden Teil einer Kerzenflamme auf die Holzkohle, bis sich am Boden der Mulde ein Bleiregulus gebildet hat.

Stahl deutete seine Beobachtungen folgendermaßen:

Er erkannte richtig, daß eine Reaktion zwischen der Kohle und dem Metallkalk(-oxid) stattgefunden hatte. Da das entstehende Kohlendioxid nicht sichtbar ist und Gase zu dieser Zeit nicht aufzufangen waren, nahm er an, daß die Kohle einen Stoff enthält, welcher bei der Reaktion auf den Metallkalk übergeht.

Er gab diesem Stoff den Namen *Phlogiston*, was soviel wie das Brennliche bedeutet.

Die Ursache für die Brennbarkeit der Kohle ist ihr Gehalt an Phlogiston, welches beim Verbrennen in die Atmosphäre entweicht. Die dabei zu beobachtenden Feuererscheinungen resultieren aus dem Zusammenstoß des entweichenden Phlogiston mit den Luftteilchen, wobei diese in rasche, wirbelnde Bewegung versetzt werden und dadurch Hitze abstrahlen.

Die beobachteten Phänomene faßte G.E.Stahl in folgende Gleichung: Metallkalk(-oxid) + Phlogiston \rightarrow Metall, was heißt, daß beim Verhüttungsprozeß das Phlogiston von der Kohle auf den Metallkalk übergeht und diesen zum Metall reduziert. Umgekehrt gilt, Daß das Metall beim Verbrennen sein Phlogiston abgibt und zum Metallkalk wird: Metall \rightarrow Metallkalk + Phlogiston

Daraus folgt, daß Metalle Mixta aus Metallkalk und Phlogiston sind, wobei ihr Gehalt an Phlogiston ihren Glanz und ihre Schmiedbarkeit bewirkt.

Die Phlogistontheorie war zuerst nur für das System Metall/Metallkalk gültig, jedoch konnte Stahl nach der Durchführung seines Experimentes "*Schwefel durch chemische Kunst zu erzeugen*" im Jahre 1697 seine Theorie auch auf Nichtmetalle ausweiten.

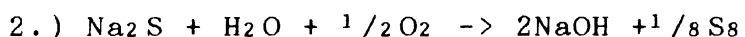
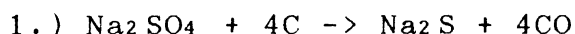
In diesem Experiment reduzierte er Glaubersalz (Natriumsulfat) mit Kohle, wobei sich *hepar sulphuris* (Schwefelleber) bildete. Der Hepar ist ein Gemisch aus Polysulfiden und Thiosulfaten, welches sich an der Luft unter Abscheiden von elementarem Schwefel zersetzt. Stahl formulierte folgende Gleichung hierfür:

Sulfat (Schwefelsäure) + Phlogiston -> Schwefel

Schwefel - Phlogiston -> Schwefelsäure

Das heißt, auch Schwefel ist ein Mixtum aus Schwefelsäure und Phlogiston.

Nach heutigen Vorstellungen laufen bei dem geschilderten Experiment nachstehende Reaktionen ab (vereinfacht):



Mit diesem Experiment konnte Stahl zeigen, daß seine Phlogistontheorie auch für Nichtmetalle gültig ist.

Die Verallgemeinerung seiner Theorie wurde erstmalig noch im gleichen Jahr in der Zeitschrift *Zymotechnia* veröffentlicht.

Darin schrieb er, daß Phlogiston in allen brennbaren Stoffen enthalten und die Ursache für deren Brennbarkeit ist. Eine

Verbrennung (Verkalkung) entspricht einer Dephlogistonierung und umgekehrt entspricht eine Reduktion einer Aufnahme von Phlogiston.

Da die Phlogistontheorie die erste umfassende Erklärung der Verbrennungsvorgänge darstellte, konnte sie sich rasch durchsetzen

und blieb für die nächste 8 Jahrzehnte gültig, obwohl schon zu dieser Zeit ein Phänomen bekannt war, für welches die

Phlogistontheorie keine überzeugende Erklärung liefern konnte.

Dieses Problem werde ich in meinem nächsten Versuch demonstrieren.

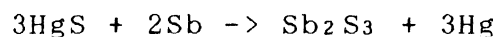
Auf der Basis der Phlogistontheorie stellte Stahl eine Reaktivitätsreihe für Metalle auf: Je unedler ein Metall, desto leichter gibt es sein Phlogiston ab. Umgekehrt gilt, je edler ein Metall desto größer die Bindung zwischen Metallkalk und Phlogiston.

Durch eine Vielzahl von Experimenten stellte Stahl eine Reaktivitätsreihe der Metalle auf, in der er als Bezugspunkt den Kohlenstoff einführte:

Zn Fe C Pb/Sn Sb Cu Hg/Ag Au

Wenn man die Reaktivitätsreihe Stahls mit der heute gebräuchlichen Redoxreihe der Metalle vergleicht, so ist eine große Übereinstimmung zwischen beiden festzustellen.

Auf der folgenden Seite beschreibt Georg Ernst Stahl eines seiner Experimente, mit denen er seine Reaktivitätsreihe der Metalle ermittelt hat, und zwar die Reaktion zwischen Quecksilbersulfid und Antimon:



Ein Künstler [Chemiker] kann aus Erfahrung leicht wissen, daß das 33 [Quecksilbersulfid] aus ♁ und ♀ [Schwefel und Quecksilber] besteht, und daß die Materien, welche geeignet sind, den ♁ noch geschwinder zu ergreifen, auch mit diesem sich zu einem Corpus vereinen, welche dem äußeren Ansehen nach dem 33 gleich ist. Ein solcher Stoff ist das Antimon. Wenn er nun nach dieser Methode das 33 zerlegt, so setzt er metallisches Antimon zu. Auf diese Weise trennt er das Quecksilber von der Verbindung mit dem Schwefel; aber aus dem losgerissenen Schwefel und dem metallischen Antimon wird [Antimonsulfid].

V2: Verbrennen von Magnesium

Geräte: Streichhölzer, Balkenwaage, Drahtnetze

Chemikalien: Mg-Pulver

Durchführung: Auf die eine Schale der Balkenwaage legt man ein Drahtnetz, gibt darauf einige Gramm Mg-Pulver und tariert anschließend mit Gewichten die Waage aus. Nun entzündet man mit einem Streichholz das Mg-Pulver und schon nach kurzer Zeit ist eine deutliche Gewichtszunahme durch das Verbrennen von Mg-Pulver zu erkennen.

In den folgenden Jahre wurde immer wieder versucht, im Rahmen der Phlogistontheorie eine Erklärung für die Gewichtszunahme von Metallen beim Verbrennen zu finden. Eine dieser versuchten Erklärungen bestand darin, daß man die Existenz von Feuerteilchen postulierte, welche beim Verbrennen zum verbrennenden Körper hinzutreten und so dessen Gewichtszunahme bewirken. Sie stammte vom englischen Chemiker *Robert Boyle*. In einem anderen Erklärungsansatz schrieb man dem Phlogiston eine negative Masse zu.

Aber diese Erklärungsansätze waren schon zur damaligen Zeit sehr umstritten und es zeichnete sich ab, daß dieses Problem die Phlogistontheorie einmal zum Scheitern bringen sollte. Aber solange Luft noch als ein Element galt und es keine Möglichkeit gab, Gase aufzufangen und zu identifizieren, konnte die Phlogistontheorie nicht umgestürzt werden.

Das erste Problem, das Auffangen von Gasen, konnte schon im Jahre 1727 gelöst werden. In diesem Jahr entwickelte der Engländer *Stephen Hales* die pneumatische Wanne, mit deren Hilfe Gase jederzeit aufgefangen werden konnten. Anfänglich benutzte man Wasser als Sperrflüssigkeit, welches man aber später durch Quecksilber ersetzte, so daß auch wasserlösliche Gase aufgefangen werden konnten.

Vierzig Jahre nach Entwicklung der pneumatischen Wanne, im Jahr 1766, entdeckte der englische Chemiker *Henry Cavendish*, daß sich beim Einwirken von Schwefelsäure auf Zink- oder Eisenspäne ein Gas entwickelte, welches scheinbar rückstandslos verbrannte. Er gab diesem Gas den Namen *brennbare Luft*, nach heutigem Sprachgebrauch Wasserstoff.

Dieses Experiment läßt sich mit einfachen Mitteln nachstellen.

V3: Entdeckung des Wasserstoffs

Geräte: Tropftrichter mit Stopfen, Saugrohr, Reagenzglas, pneumatische Wanne, Bunsenbrenner

Chemikalien: verd.Schwefelsäure, Fe-Späne

Durchführung: In das Saugrohr gibt man einige Spatelspitzen Fe-Späne und verschließt mit dem Tropftrichter, in dem sich 20ml verd.Schwefelsäure befinden. An die Absaugvorrichtung schließt man eine Schlauch mit einer Glaskapillare an, dessen Ende in die pneumatische Wanne taucht. In der Wanne befindet sich noch ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas zum Auffangen des entstehenden Gases. Dann läßt man die Schwefelsäure zu den Fe-Spänen tropfen, erhitzt leicht und fängt, nach Spülen der Apparatur, das entstehende Gas auf. Mit dem aufgefangenen Gas führt man anschließend die Knallgasprobe durch.

Die Entdeckung des Wasserstoffs steht deshalb in engem Zusammenhang mit der Phlogistontheorie, weil man anfänglich annahm, mit der *brennbaren Luft* reines Phlogiston entdeckt zu haben. Zu dieser Annahme kam es, da kein Verbrennungsprodukt festgestellt werden konnte. Die Erklärung dafür ist in der Verwendung von Wasser als Sperrflüssigkeit in den Gasometern zu sehen, in denen natürlich kein Verbrennungsprodukt Wasser nachgewiesen werden konnte. Verwendete man Quecksilber als Sperrflüssigkeit, hielt man die geringen entstehenden Wassermengen für sich abscheidendes Kondenswasser.

Schon kurze Zeit später wurde der Sauerstoff entdeckt. Im Jahre 1771 beobachtete der schwedische Chemiker *Carl Wilhelm Scheele*, daß sich Salpeter (Kaliumnitrat) beim Erhitzen zersetzte, wobei ein Gas frie wurde, welches die Fähigkeit hat, ein Feuer zu unterhalten. Er gab ihm den Namen *Feuerluft*.

Auch dieses Experiment werde ich nachstellen.

V5: Entdeckung des Sauerstoffs

Geräte: schwerschmelzbares Reagenzglas, durchbohrter Gummistopfen, Schlauch mit Glaskapillare, Reagenzglas, pneumatische Wanne, Bunsenbrenner, Glimmspan

Chemikalien: KNO_3

Durchführung: In ein schwerschmelzbares Reagenzglas gibt man einige Gramm Kaliumnitrat, verschließt mit dem Gummistopfen und führt die Gasableitung in die pneumatische Wanne. Man erhitzt das Kaliumnitrat über seinen Schmelzpunkt hinaus, worauf sich eine starke Gasentwicklung einstellt. Nach Spülen der Apparatur fängt man das entstehende Gas auf und führt die Glimmspanprobe durch.

Unabhängig von Scheele entdeckte auch *Joseph Priestley* am 1. August 1774 den Sauerstoff beim Erhitzen von rotem *praecipitatum per se* (HgO), welches sich in elementares Quecksilber und *dephlogistonierte Luft* zerstzte. Der Name *dephlogistonierte Luft* rührt daher, daß Priestley ebenso wie Scheele Anhänger der Phlogistontheorie war und die beobachtete Reaktion in ihrem Sinne interpretierte: $\text{HgO} + \text{Phlogiston} \rightarrow \text{Hg} + \text{dephlogistonierte Luft}$

Priestley stellte mit der *dephlogistonierten Luft* auch zahlreiche Experimente zur Atmung an. Hierzu möchte ich folgendes Zitat Priestleys vorlesen: "Ich bildete mir ein, daß meine Brust sich eine Zeit lang danach sonderbar leicht und frei fühlte. Wer weiß, ob nicht einstmals diese reine Luft ein modischer Luxusartikel werden wird. Bisläng hatten nur zwei Mäuse und ich den Vorzug, sie einzuatmen."

Obwohl Scheele und Priestley mit der Entdeckung des Sauerstoffs die Voraussetzung für den Umsturz der Phlogistontheorie geschaffen hatten, dachten sie nicht konsequent weiter, sondern blieben bis zu ihrem Lebensende Anhänger der Phlogistontheorie.

Umgestürzt wurde die Phlogistontheorie erst durch den französischen Chemiker *Antoine Laurent Lavoisier*.

Antoine L. Lavoisier wurde am 26.08.1743 in Paris als Sohn eines wohlhabenden Advokaten geboren. Nach dem Besuch des *college Mazarin* studierte er von 1760-1764 Jura an der Universität von Paris. Er schloß das Studium mit dem Erwerb des Dokortitels ab.

Aber neben dem Studium beschäftigte er sich in seiner Freizeit mit den Naturwissenschaften, vor allem mit der Chemie. So veröffentlichte er schon im Jahr 1765 eine Abhandlung über Gips, welche u.a. mit dafür verantwortlich war, daß er im Jahr 1768 Mitglied der Akademie der Wissenschaften wurde.

Im gleichen Jahr trat er auch als Gehilfe eines Hauptzollpächters in die *ferme generale* ein. Die *ferme* war eine Gesellschaft von 60 Hauptzollpächtern, den *fermiers*, welche gegen VorrAuszahlung einer Summe von 90 Millionen Livres für 6 Jahre vom König das Recht pachtete, alle Zölle und indirekten Steuern einzutreiben. Der jährliche Gewinn eines *fermiers* betrug ca. 100.000 Livres, wohingegen ein mittlerer Beamter dieser Zeit nur 1000 Livres im Jahr verdiente. Die Mitgliedschaft in der *ferme* verschaffte Lavoisier finanzielle Unabhängigkeit und ermöglichte es ihm, sich in seiner Freizeit seinen umfangreichen chemischen Studien zu widmen.

Da die *ferme* jedoch bei der Eintreibung der Zölle und Steuern äußerst rigoros gegen die Bevölkerung vorging, waren die *fermiers* die am meisten gehaßten Bürger Frankreichs dieser Zeit. Das sollte später noch einmal für Lavoisier große Bedeutung erlangen.

1771 heiratete Lavoisier *Marie Antoinette Paulze*, die ihm bei seinen späteren Forschungen hilfreich zur Seite stand. So übersetzte sie ihm, Lavoisier beherrschte nur die französische Sprache, alle fremdsprachigen Werke und sie half ihm auch beim Verfassen seines Lehrbuches *Traite elementaire de chimie*.

Nach diesem kurzen Abriß über sein Leben komme ich nun zum eigentlichen Thema, der Erklärung von Verbrennungsvorgängen, zurück. Bevor ich jedoch die Oxidationstheorie Lavoisiers darstelle, möchte ich kurz den Chemiker Lavoisier charakterisieren, wozu mir folgendes Zitat Lavoisiers geeignet scheint: "Wir sind in der Lage eines Kindes, wenn wir mit dem Studium einer Wissenschaft beginnen. Unser Weg ist derselbe, den das Kind bei der Gestaltung seiner Vorstellungen zurückzulegen hat. So wie beim Kind jede Vorstellung Folge einer Sinnesempfindung ist, entsteht jede Idee in den physikalischen Wissenschaften durch Sinnesempfindung. Eine Theorie kann nur als unmittelbare Konsequenz einer Erfahrung oder eines Experimentes aufgestellt werden."

An diesem Zitat wird deutlich, daß Lavoisier bei seinen Forschungen streng empirisch vorging. Er führte seine Experimente meist unter rein quantitativen Gesichtspunkten durch -so verdanken wir ihm u.a. die Einführung der Waage als Meßinstrument in die Chemie-, weshalb Lavoisier wohl auch keine bedeutenden Entdeckungen in der Chemie machte. Seine Fähigkeit bestand darin, aus den Entdeckungen seiner Zeit eine Synthese herzustellen, d.h. neue Theorien zu entwickeln. Die bekannteste seiner Theorie ist die heute noch gültige Oxidationstheorie, auf welche ich nun zu sprechen komme.

Bei der Darstellung der Oxidationstheorie werde ich nicht auf alle Arbeiten Lavoisiers zu diesem Thema eingehen, sondern nur die wesentlichen Punkte skizzieren.

Lavoisier war anfänglich, wie alle Chemiker seiner Zeit, Anhänger der Phlogistontheorie, jedoch er erkannte schnell deren Unzulänglichkeiten.

Am 1. November 1772 hinterlegte er ein versiegeltes Kuvert an der Akademie der Wissenschaften (A.d.W.), in dem er seine Beobachtungen, daß Schwefel und Phosphor beim Verbrennen an Gewicht zunehmen, mitteilte.

In den folgenden Jahren dehnte er seine Untersuchungen auf Metalle aus, wobei sich immer stärker herauskristallisierte, daß die Phlogistontheorie nicht mehr haltbar war. Bevor er jedoch an die Öffentlichkeit treten konnte, mußte er beweisen, daß es sich bei der brennbaren Luft (Wasserstoff) nicht um reines Phlogiston handelt, sondern daß ihr Verbrennungsprodukt Wasser ist. Da die Synthese von Wasser aus den Elementen zu dieser Zeit, wie schon erwähnt, einige Schwierigkeiten aufwies, beschritt er den umgekehrten Weg: Er zersetzte Wasser mit glühendem Eisen, wobei Wasserstoff und Fe-(II,III)-oxid entsteht.

Die Zersetzung von Wasser ist mein nächster Versuch.

V5: Zersetzung von Wasser

Geräte: Glührohr, 2 Bunsenbrenner, Stopfen, Schlauchmaterial, Glasrohr und -kapillare, pneum.Wanne, Reagenzglas

Chemikalien: Fe-Pulver, Quarzsand

Durchführung: In das Glührohr gibt man an das eine Ende einige Gramm mit Wasser angefeuchteten Quarzsand, verteilt in der Mitte des Rohres einige Spatelspitzen Fe-Pulver, verschließt das eine Ende und schließt am anderen Ende eine Gasableitung zur pneumatischen Wanne an. Dann erhitzt man das Fe-Pulver bis zur Rotglut und treibt durch vorsichtiges Erhitzen des Quarzsandes Wasserdampf über das rotglühende Eisen. Der dabei entstehende Wasserstoff wird nach Spülen der Apparatur im Reagenzglas aufgefangen und anschließend die Knallgasprobe durchgeführt.

Am 15. April 1784 berichtete Lavoisier in einem Vortrag vor der A.d.W über sein Experiment und schlug den Namen *hydrogene* (Wasserbildner) für die brennbare Luft vor.

Im Jahr 1785 erfolgte der erste öffentliche Angriff auf die Phlogistontheorie und 1789 erschien sein Lehrbuch *Traite elementaire de chimie*, in dem Lavoisier seine neue Oxidationstheorie vorstellte. Er verdeutlichte sie an seinen berühmten Experimenten mit Quecksilber:

1.) Die Verkalkung von Hg

2.) Die Reduktion von HgO

Er stellte fest, daß bei der Verkalkung von Hg das Volumen der umgebenden Luft um $\frac{1}{5}$ abnahm und die dabei zu beobachtende Massenzunahme des sich bildenden HgO der Masse des verbrauchten Luftanteiles entsprach. Bei der Reduktion von HgO kam es hingegen zu einer Volumenzunahme und die Masse des sich bildenden Sauerstoffs entsprach der Massendifferenz zwischen HgO und dem sich bildenden Hg.

Auch diese beiden Experimente werde ich in abgewandelter Form nachstellen.

V6: Oxidation von Fe-Wolle

Geräte: 1l Standkolben, Gummistopfen mit Glashahn und 2 Kupferdrähten, Krokodilklemmen, Kabel, Stromquelle, Digitalwaage

Chemikalien: Fe-Wolle, O₂-Bombe

Durchführung: Den Boden des Standkolbens bedeckt man mit reichlich Sand, füllt mit Sauerstoff, befestigt die Fe-Wolle an den beiden Kupferelektroden -die Fe-Wolle darf dabei nicht zusammengeknüllt werden, da sonst der elektrische Widerstand zu gering wird- und führt sie vorsichtig in den Kolben ein. Anschließend wird der Kolben mit dem Stopfen luftdicht verschlossen und die Elektroden an der Stromquelle angeschlossen. Der Kolben wird nun auf die Waage gestellt und das Gewicht notiert. Durch einen Stromfluß wird die Fe-Wolle entzündet und solange gewartet bis sich die gesamte Apparatur abgekühlt hat. Nach Abkühlen dürfte keine Gewichtsänderung eingetreten sein, jedoch müßte nach Öffnen des Hahns ein deutliches Zischen zu hören sein und das Gewicht müßte um die Masse des verbrauchten Sauerstoffs zunehmen.

V7: Reduktion von HgO

Geräte: Quarz-Reagenzglas, Kolbenprober, Dreiwegehahn,
Schlauchmaterial, Bunsenbrenner, Glimmspan

Chemikalien: HgO

Durchführung: In das Quarzglas gibt man einige Spatelspitzen HgO und schließt es anschließend über einen Dreiwegehahn an den Kolbenprober an. Der Dreiwegehahn wird so eingestellt, daß Reagenzglas und Kolbenprober miteinander verbunden sind. Durch Erhitzen mit dem Brenner wird das HgO zu elementarem Hg reduziert und der dabei entstehende Sauerstoff im Kolbenprober aufgefangen. Nach Abkühlen der Apparatur stellt man mit dem Dreiwegehahn eine Verbindung zwischen Kolbenprober und Umgebung her, presst den Sauerstoff durch Drücken des Kolbens in ein Reagenzglas überführt. Mit dem aufgefangenen Sauerstoff führt man die Glimmspanprobe durch.

Aus diesen Erkenntnissen entwickelte Lavoisier seine Oxidationstheorie, die folgendes besagt:

1. Verbrennungsvorgänge laufen nur in Anwesenheit von Sauerstoff ab.
2. Verbrennung (Oxidation) entspricht einer Sauerstoffaufnahme, wobei die Gewichtszunahme des oxidierten Stoffes gleich der Masse des aufgenommenen Sauerstoffs ist.
3. Reduktion entspricht einer Sauerstoffabgabe, wobei die Gewichtsabnahme gleich der Masse des abgegebenen Sauerstoffs ist.

Damit war die Phlogistontheorie Stahls widerlegt und die Erklärung von Verbrennungsvorgängen wurde durch die bis heute noch gültige Oxidationstheorie Lavoisiers geleistet.

Ich komme nun zum letzten Teil meines Vortrages, zur Säuretheorie Lavoisiers, welche er im Jahr 1778 aufstellte.

Sie besagt, daß Säuren die wäßrigen Lösungen von Nichtmetalloxiden sind und ihr gemeinsamer, unerläßlicher Bestandteil ist der Sauerstoff. Daher leitet sich auch dessen Name, *oxygene* = Säurebildner, her. Dies möchte ich in meinem letzten Versuch veranschaulichen.

V8: Die Säuretheorie Lavoisiers

Geräte: drei 2l Erlenmeyerkolben mit Stopfen, 3 Phosphorlöffel, Bunsenbrenner

Chemikalien: roter Phosphor, Schwefel, Aktivkohle, Methylrot (Säureindikator), O₂-Bombe

Durchführung: In die drei Erlenmeyerkolben gibt man jeweils 300ml Wasser, welches man mit einer ausreichenden Menge Methylrot (gelbe Färbung) versetzt und füllt anschließend die Kolben mit Sauerstoff. In die Phosphorlöffel gibt man jeweils einige Gramm der drei Nichtmetalle und entzündet anschließend in der Brennerflamme. Die brennenden Löffel führt man in die Sauerstoffatmosphäre der Kolben ein, woraufhin sie unter starken Feuererscheinungen verbrennen. Man verschließt die Kolben und erreicht durch Schütteln selbiger eine deutliche Rotfärbung des sich im Kolben befindenden Wassers.

Aufgrund der Lavoisierschen Theorie galt damals, daß das bei der Reaktion von Braunstein mit Salzsäure (*acidum muriaticum*) entstehende Gas (Chlor) das Oxid eines noch unbekanntes *radical murium* sei. Mit der Entdeckung der Halogene Jod und Brom sowie einiger Erdalkali- und Alkalimetalle zu Beginn des 19. Jhd. erging es der Säuretheorie Lavoisiers wie der Phlogistontheorie Stahls: Sie wurde Geschichte.

Damit ist der chemische Teil meines Vortrages beendet. Zum Schluß möchte ich noch das Ende des Antoine Laurent Lavoisier schildern: Bekanntermaßen brach im Jahr 1789 die französische Revolution aus, in deren Verlauf der Wohlfahrtsausschuß unter Robespierre an die Macht gelangte. Während dieser Zeit wurden sämtliche Mitglieder der 1791 aufgelösten *ferme generale* inhaftiert, Lavoisier am 08.11.1793. Am 7.Mai 1794 wurden die *fermiers* wegen Unterschlagung von Geldern und Verschwörung gegen das französische Volk zum Tode verurteilt. Am darauffolgenden Tag, dem 8.Mai 1794 wurden sie auf dem Place de la Revolution hingerichtet. Lavoisier betrat als vierter die Guillotine.

Der Mathematiker *Lagrange*, der der Hinrichtung beiwohnte, sagte mit einem Blick auf die Uhr: "Eine Sekunde brauchten sie nur, um seinen Kopf zu nehmen, vielleicht werden hundert Jahre nötig sein, bis ein ähnlicher wieder wächst."

Bibliographie

Mückenhausen, E.: Die Bodenkunde. Ffm. 1985

Scheffer/Schachtschabel: Lehrbuch für Bodenkunde. Stuttgart 1982

Alef, K.: Methodenhandbuch Bodenmikrobiologie. Landsberg/Lech 1991

Naturwissenschaften im Unterricht (NiU-P/C 33): Heft Nr.8, Jg.1985

Ziechmann, W.: Der Abbau organischer Stoffe im Boden

in: Der Chemieunterricht Jg.5 (1974) Heft 1

Jungmann, W.W.: Script zum bodenkundlichen Praktikum des Fachbereiches Geographie der Philipps-Universität Marburg