

12. CAVENDISH, SCHEELE, PRIESTLEY und LAVOISIER - die Entdeckung wichtiger Gase

Die Natur der Gase zu erforschen, war eine schwierige Aufgabe für die Wissenschaft. J.B. VAN HELMONT schuf im 16. Jahrhundert zwar das Wort Gas, entweder aus dem holländischen Wort „ghoast“ für Geist (ggf. durch den stechenden Geruch des Weingeists) oder aus „chaos = chas = Gas“ [1], hatte aber keine Apparaturen, um verschiedene Gase experimentell zu isolieren und als neue Substanzen zu beschreiben. Zudem war im täglichen Sprachgebrauch nur die Luft präsent, sodass BOYLE im 17. Jahrhundert einige der heute bekannten Gase wohl darstellte, sie aber als „künstliche Luft“ bezeichnete. Er hielt die experimentell entwickelten Gase für nicht wesentlich verschieden von der gewöhnlichen Luft, betrachtete sie vielmehr als „Lüfte mit verschiedenen Eigenschaften“ [1].

So waren es im 18. Jahrhundert die Chemiker HENRY CAVENDISH, CARL WILHELM SCHEELE, JOSEPH PRIESTLEY und ANTOINE LAVOISIER, die Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Kohlenstoffdioxid als verschiedene Gase charakterisierten und daher heute als ihre Entdecker gelten.

12.1 HENRY CAVENDISH – Entdecker des Wasserstoffs

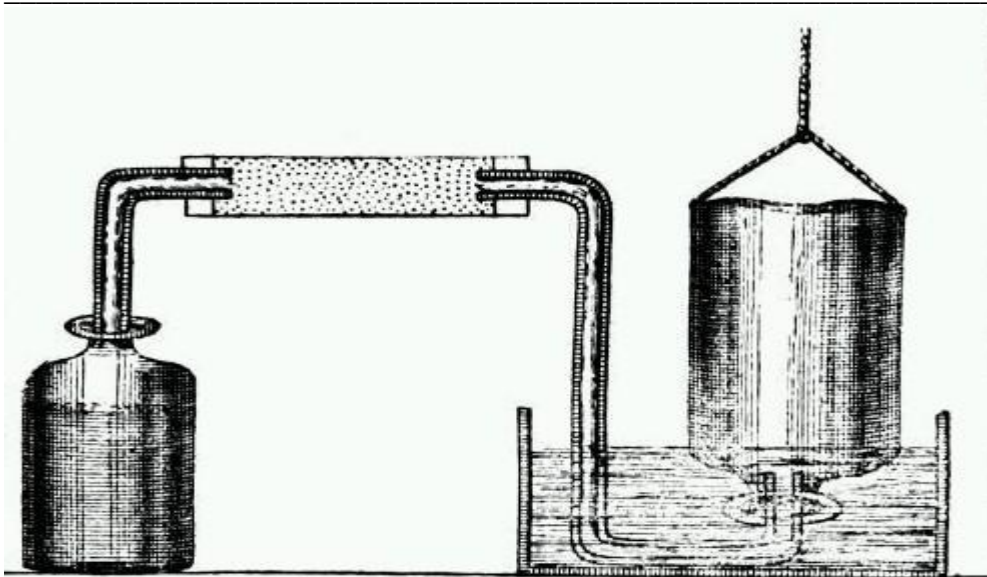
Als Sohn eines Herzogs wurde CAVENDISH im Jahr 1731 geboren und hatte dadurch so viel Geld, dass er ein eigenes Laboratorium einrichtete und als Privatgelehrter arbeitete (Abb. 12.1). Er blieb unverheiratet und galt als wortkarg und schüchtern, wurde aber von seinen Zeitgenossen als „der reichste Gelehrte und wahrscheinlich der gelehrteste Reiche“ bezeichnet [1].

Gegen den Trend der Zeit, in der alle Kollegen qualitativ viele Substanzen untersuchten, arbeitete CAVENDISH quantitativ: er wog Stoffportionen ab oder maß Volumina sehr genau. Das gelang ihm bei der Luftzusammensetzung so vorzüglich, dass er einen Anteil an nicht bestimmbarer Luft „übrig behielt“, der sich erst einhundert Jahre später als der etwa 1 %ige Anteil von Argon und der weiteren Edelgase in der Luft erwies. Er konnte als einer der ersten Experimentatoren erfolgreich mit der pneumatischen Wanne umgehen, die der Engländer HALES bereits 1727 erfunden hatte. Ihr Landsmann BLACK führte zu der Zeit bereits Reaktionen verschiedener Carbonate mit Säurelösungen durch und beschrieb das gasförmige Reaktionsprodukt als „fixe Luft“ – also das Gas Kohlenstoffdioxid, wie wir es heute nennen.



Abb. 12.1: Portrait von HENRY CAVENDISH [2]

Abb. 12.2: Pneumatisches Gewinnen von Wasserstoff durch eine Apparatur von CAVENDISH [2]



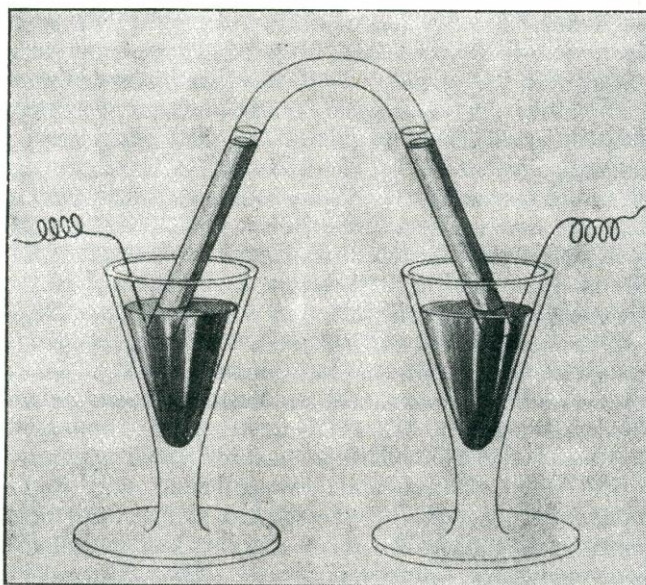
Der Name „fixe Luft“ weist darauf hin, dass diese „Luft“ in festen Stoffen wie den Carbonaten „fixiert“ ist und durch Erhitzen freigesetzt wird. CAVENDISH setzte an diesen Widersprüchlichkeiten an und behauptete, dass „fixe Luft“ nichts mit der gewöhnlichen Luft zu tun habe und ein gänzlich anderes Gas sei. Auch die bereits bekannte „brennbare Luft“, also das Gas Wasserstoff, war für ihn keine bestimmte Sorte von Luft, sondern ein neuer Stoff. CAVENDISH konnte 1766 das Gas gezielt durch die Reaktion von Metallen mit Schwefelsäure-Lösung oder Salzsäure gewinnen und pneumatisch auffangen (vgl. Abb. 12.2 und V12.1).

Er bestimmte die Dichte des Gases durch Auffangen in Tierblasen und durch das Auswiegen und Vergleichen mit anderen Gasen (V12.2), oder durch Bestimmen des Massenverlustes bei der Einwirkung von sauren Lösungen auf Metalle (V12.3). Im Vergleich zur Luft, deren Dichte er mit 1 g/L normierte, erhielt er den Dichtewert 0,09 g/L für Wasserstoff, und den

Wert 1,57 g/L für Kohlenstoffdioxid. Die heutigen Literaturwerte lauten für die absoluten Dichten in derselben Reihenfolge 1,21, 0,08 und 1,88 g/L. Die „brennbare Luft“ wies er auch dadurch nach, „dass er abgemessene Gasmengen mit entsprechenden Mengen gewöhnlicher Luft mischte und die Stärke des bei der Explosion entstehenden Knalls abschätzte“ [1]. Dieser Knallgas-Nachweis ist heute in jedem Schulbuch zu finden (V12.4). Leider interpretierte CAVENDISH die neue gasförmige Substanz im Sinne der Phlogistontheorie und behauptete, „Wasserstoff sei das in allen Metallen enthaltene Phlogiston im reinsten Zustand“ [1].

CAVENDISH beschäftigte sich ebenfalls mit den Gasen Stickstoff und Sauerstoff – durch Verzögerungen bei seinen Veröffentlichungen war ihm aber 1772 RUTHERFORD mit der Entdeckung des Stickstoffs zuvorgekommen, PRIESTLEY 1774 mit der Entdeckung des Sauerstoffs. Bei seiner Arbeit mit diesen neuen Gasen prüfte CAVENDISH die Hypothese, dass der Sauerstoffgehalt der Luft an der See und auf dem Land größer sein müsse als in Städten. Durch eine Vielzahl von genauen Analysen wies er allerdings nach, dass der Sauerstoffgehalt von 21 Vol% überall derselbe ist. Heute erklären wir diesen Befund durch die ständige Diffusion der verschiedenen Atome und Moleküle in der Atmosphäre.

Auch die Synthese von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff konnte CAVENDISH finden und zeigen, dass zwei Raumteile Wasserstoff und ein Raumteil Sauerstoff vollständig ohne Restgas zu Wasser reagieren. Insbesondere entwickelte er eine Apparatur zur Zündung von Knallgasgemischen, die ein gebogenes und mit Quecksilber gefülltes Glasrohr im Zentrum besitzt, in das Gasgemische eingefüllt und mit dem elektrischen Funken einer Elektrysiermaschine gezündet wurden (vgl. Abb. 12.3). Heute verwendet man Eudiometerrohre,



die ebenfalls mit Knallgas gefüllt und mit einem Zündfunkengeber gezündet werden (V12.5). „Obwohl Cavendish seine Untersuchungen mit außerordentlicher Sorgfalt ausführte und besonders bei seinen Gasversuchen eine für die damalige Zeit ganz ungewöhnliche Genauigkeit erzielte, hat er es doch als echter Phlogistiker verschmäht, die entsprechenden Folgerungen zu ziehen“ [1].

Abb. 12.3: CAVENDISH's Apparatur zur Zündung von Knallgasgemischen [1]

So blieb es LAVOISIER vorbehalten, alle die von CAVENDISH bekannten Sachverhalte mit der Oxidationstheorie wissenschaftlich eindeutig zu klären und die Phlogistontheorie zu überwinden (vgl. Kap. 12.3). CAVENDISH starb im Jahre 1810 in London.

12.2 SCHEELE und PRIESTLEY – Entdecker des Sauerstoffs

CARL WILHELM SCHEELE wurde im Jahre 1742 als siebtes Kind eines Brauereibesitzers und Kaufmanns in Stralsund geboren. Stralsund war seit dem Dreißigjährigen Krieg schwedisches Gebiet, doch wegen seiner Muttersprache verfasste er seine Niederschriften in deutscher Sprache. Er wird in vielen Quellen auch als Deutsch-Schwede bezeichnet.

Bereits mit 15 Jahren schlug SCHEELE die Apothekerlaufbahn ein. Er lernte so eifrig und nahezu besessen, dass sein Lehrer Angst um seine Gesundheit hatte. Nach Abschluss seiner Ausbildung arbeitete SCHEELE in einer Apotheke in Malmö, bei der er seine vielen privaten Experimente weiterführte. Er legte ausführliche Tagebücher über seine Arbeiten im Labor an – von kaum einem anderen Chemiker ist bekannt, dass so viele Experimente durchgeführt und ausführlich protokolliert wurden. Von 1770-1775 leitete SCHEELE das Labor einer Apotheke in Uppsala und kooperierte mit zwei schwedischen Chemikern. Die Zusammenarbeit mit ihnen brachte SCHEELE zur Entdeckung vieler neuartiger Minerale, später wies er nach, dass der übliche „Bleistift“ nicht Blei enthält (wie es zur Zeit der Antike der Fall war), sondern die Mine aus Kohlenstoff in Form des Graphits besteht: von 1778 an sollte er Graphitstift heißen!!!



Seit 1771 beschäftigte sich SCHEELE jedoch allein mit der Luft und dem Feuer. Seine großen Bemühungen und Anstrengungen in diesem Bereich führten schließlich zur Entdeckung des Sauerstoffs. 1775 wurde seine Arbeit mit der Aufnahme in die schwedische königliche Akademie der Wissenschaften geehrt. Im gleichen Zeitraum übernahm er eine Apotheke in Köping – dort blieb SCHEELE bis zu seinem frühen Tod im Jahr 1786. SIR RAMSEY, ein englischer Chemiker, bezeichnete SCHEELE als einen der „scharfsinnigsten Geister und geschicktesten Experimentatoren, die die Welt je gesehen hatte“ [3].

Abb. 12.4: Portrait von CARL WILHELM SCHEELE [4]

Entdeckung des Sauerstoffs durch SCHEELE. Er führte zahlreiche Experimente zur Zusammensetzung der Luft durch und beschrieb 1772 die Auswertung in seiner „Chemischen Abhandlung von der Luft und dem Feuer“ [5]. Leider geriet er an einen schlechten Verleger, der die Veröffentlichung so verzögerte, dass die Abhandlung erst 1777 erschien – drei Jahre später als die Arbeiten von PRIESTLEY und LAVOISIER. Durch den schwedischen Geologen NORDENSKJÖLD gilt es allerdings als erwiesen, „dass SCHEELE die Priorität für die Sauerstoffentdeckung zukommt, da er bereits in der Zeit vor 1772 die ‚Feuerluft‘ auf verschiedene Weise dargestellt und als solche gekennzeichnet hat“ [1].

SCHEELE's Interesse galt zunächst der Erforschung des Feuers. Durch seine ersten Experimente stellte sich jedoch heraus, dass er zur Untersuchung des Feuers auch die Luft betrachten müsse. Er führte daher zahlreiche Versuche durch, welche die Rolle der Luft bei Verbrennungen erklären sollten. Zur Untersuchung der allgemeinen Eigenschaften von Luft legte SCHEELE zunächst Standards fest, die „gewöhnliche Luft“ erfüllen müsse [5]:

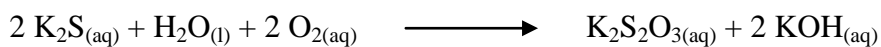
- 1) Feuer brennt in einem bestimmten Zeitraum bei einer definierten Menge an Luft.
- 2) Wenn Feuer kein luftähnliches Gas von sich gibt, so wird die Luftmenge nach dem selbstständigen Erlischen des Feuers um ein Viertel oder ein Fünftel verringert sein.
- 3) Die verbleibende Luftmenge lässt sich nicht in Wasser lösen.
- 4) Alle Tierarten können einen bestimmten Zeitraum in definierter Menge Luft überleben.
- 5) Saatgut wird in einer definierten Menge an Luft, durch Zugabe von Wasser sowie bei einer mittleren Wärme aussprießen und eine bestimmte Höhe erreichen.

SCHEELE war überzeugt, dass diese Eigenschaften auf die gewöhnliche Luft immer zutreffen. Er nahm folglich an, falls er ein Gas entdecke, welches die Eigenschaften oder nur eine der genannten Kategorien nicht aufweist, dann nicht die gewöhnliche Luft vorliegt.

Im kommenden Zeitraum führte SCHEELE seine Experimente über die Zusammensetzung der Luft durch. Er schreibt selbst [5]: „Erster Versuch: Ich solvirte eine Unze alkalische Schwefelleber in acht Unzen Wasser, von dieser Auflösung goss ich vier Unzen in eine ledige Bouteille, welche vierundzwanzig Unzen Wasser enthalten konnte, und vermachte selbige mit einem Kork aufs genaueste; darauf wendete ich die Bouteille um, und setzte den Hals in ein kleines Gefäss mit Wasser; in dieser Stellung liess ich sie vierzehn Tage stehen. Während dieser Zeit hatte die Auflösung einen Theil von ihrer roten Farbe verlohren, hatte auch etwas Schwefel fallen lassen. Nachgehends nahm ich diese Bouteille und hielt sie in eben solcher Stellung in ein größeres Gefäss mit Wasser, so, dass der Kopf unter der Wasserfläche und der Boden über der Fläche war, und zog den Kork unter dem Wasser aus; alsbald stieg das Wasser mit Heftigkeit in die Bouteille; ich verschloss die Bouteille wieder, zog selbige aus dem Wasser, und wog die in

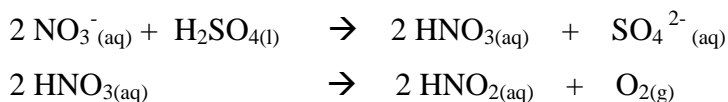
ihr enthaltene Flüssigkeit, welche zehn Unzen war; ziehet folglich erhellet aus diesem Versuche, dass sechs Theile von zwanzig Theilen Luft in vierzehn Tagen verlohren gehen“ [5].

JAN-BERND HAAS erklärt mit heutigem Wissen das Experiment folgendermaßen [6]: Eine Unze „Schwefelleber“ wurde in acht Unzen Wasser gelöst, vermutlich eine Apotheker-Unze der Masse von 31,1 g in 248,8 g Wasser (mit „Schwefelleber“ wurde ein Gemisch aus Kaliumsulfiden und -sulfaten benannt). Werden diese in Wasser gelöst, bildet sich eine farbige, alkalische Lösung, welche je nach der Zusammensetzung von gelb bis tiefbraun gefärbt ist. SCHEELE goss vier Unzen der Lösung in eine Flasche, die 24 Unzen Wasser fassen konnte, verschloss das Gefäß und ließ es 14 Tage stehen. In diesem Zeitraum reagierte das Kaliumsulfid mit dem Luftsauerstoff zu Kaliumthiosulfat und Kaliumhydroxid [6]:



Der Sauerstoff aus der Luft wird also durch eine Redoxreaktion zu Kaliumthiosulfat- und Kaliumhydroxid-Lösung umgesetzt. Da keine Gase entstehen, bildete sich ein Unterdruck in der Flasche, den SCHEELE an dem hineinfließenden Wasser erkannte. Durch Wiegen konnte er den Anteil, welchen das eingeflossene Wasser einnimmt, abschätzen und gelangte zu einem Sauerstoff-Anteil der Luft von 30 %. Diese Abweichung vom heute bekannten Sauerstoffanteil (21 Vol%) kann damit zusammenhängen, dass SCHEELE die Volumenmessung über das Gewicht durchführte und nicht die Dichte der Lösungen mit einbezog. Desweiteren waren SCHEELE's Gerätschaften wenig für quantitative Messungen geeignet, so dass Messfehler in der genannten Größenordnung auftraten. Heute haben wir Kolbenprober und andere Sauerstoff absorbierende Substanzen, mit denen der Sauerstoffgehalt der Luft ziemlich genau bestimmt wird (V12.6).

Auch bei der Destillation eines Gemischs aus konzentrierter Schwefelsäure und Salpeter (Kaliumnitrat) bemerkte SCHEELE, dass die Lösung zu schäumen begann und dabei ein Gas freigesetzt wird, in dem eine Kerzenflamme heller und heftiger brannte (V12.7). Auch auf diesem Wege hatte er den Sauerstoff entdeckt und als neuartiges Gas isoliert [6]:

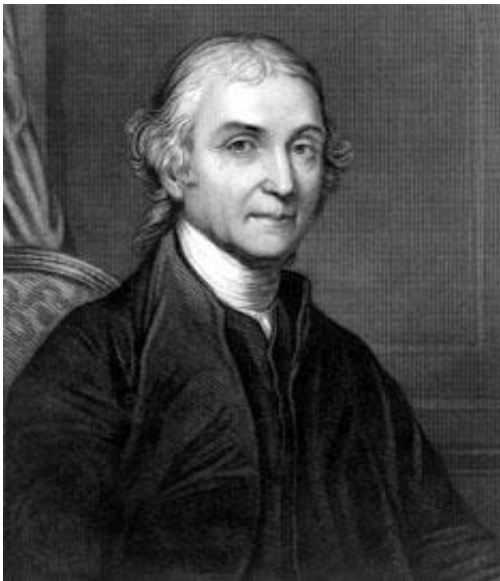


SCHEELE vermutete, dass dieses neue Gas den Teil der Luft ausmacht, der ein Feuer brennen lässt. Er produzierte eine größere Menge des Gases und stellte eine brennende Kerze in eine Flasche mit diesem Gas: „die Verbrennung sei so heftig, dass die Helligkeit einem die Augen verblenden könnte“ [5] (V12.7). Als er dieses Gas mit der verbleibenden Luftart mischte, welche bei seinen beschriebenen Experimenten übrig blieb und welche somit das Brennen einer

Kerze beispielsweise nicht förderte, konnte er seine Standards für die gewöhnliche Luft nachweisen. Er ging somit davon aus, dass das entstandene Gas bei der Destillation von Salpeter mit Schwefelsäure der Gasanteil sein muss, welcher bei seinen Versuchen als Viertel oder Drittel „verloren gegangen war“. Da dieses Gas das Feuer förderte nannte er es *Feuerluft*. Den anderen Luftanteil bezeichnete er künftig als *verdorbene Luft*.

SCHEELE blieb aber immer Anhänger der Phlogiston-Theorie und stellte sie nie in Frage. Durch seinen frühen Tod im Jahr 1786 kann auch nicht geklärt werden, ob er sich letztendlich von der Oxidationstheorie des Kollegen LAVOISIER hätte überzeugen lassen.

Die Entdeckung des Sauerstoffs durch PRIESTLEY. Er wurde am 13. März 1733 in der Nähe von Leeds in England geboren und studierte Theologie. Während seines Studiums erlernte er insgesamt neun Fremdsprachen und entwickelte sein hohes Interesse für Naturwissenschaften. Nach seinem Abschluss arbeitete er für ein kleines Einkommen als Hilfsprediger in Suffolk. 1761 wechselte PRIESTLEY an die Akademie in Warrington, um dort als Sprachlehrer zu wirken. Hier veröffentlichte er erste Annahmen zur Elektrizität und erhielt dafür von der schottischen Universität Edinburgh die Ehrendoktorwürde.



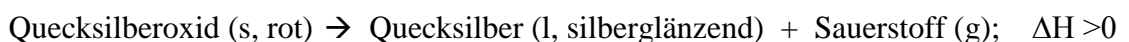
JOSEPH PRIESTLEY wurde Zeit seines Lebens nie vollkommen sesshaft. Während seiner Zeit in Leeds, wo er als Prediger arbeitete, lag seine Wohnung in der Nähe einer Brauerei: die Gärprozesse beim Brauen von Bier veranlassten ihn wahrscheinlich zur genaueren Arbeit mit den beteiligten Gasen. 1773 wechselte PRIESTLEY erneut seinen Arbeitsplatz und wurde Bibliothekar. Der Aufgabenbereich dort ermöglichte es ihm, sich intensiv weiter mit der Natur der Gase zu beschäftigen.

Abb. 12.5: Portrait von JOSEPH PRIESTLEY [7]

Zu große Sympathien für die Freiheitskämpfer der Französischen Revolution brachten PRIESTLEY große Antipathien bei vielen Menschen in seiner Umgebung ein. Als er ein Fest am 14. Juli 1791 zum zweiten Jahrestag der Erstürmung der Bastille gab, wurde eine Menschenmenge derartig wütend, dass sie den Gasthof stürmten und schließlich sein Pfarrhaus in Brand steckten. So wanderte er mit seiner Familie 1794 nach Amerika aus, kaufte ein Haus und verbrachte dort sein restliches Leben als Farmer. PRIESTLEY verstarb im Jahre 1804.

Sauerstoffentdeckung. PRIESTLEY wollte die Zusammensetzung der Luft erforschen. Er entzündete beispielsweise Kerzen in einem von Luft abgeschlossenen Raum und erkannte, dass sie nach bestimmter Zeit erloschen (V12.8). In einen solchen Behälter gab er dann eine Maus und sah, wie diese bald starb. Als er eine brennende Kerze und eine weitere Maus zusammen in einen abgeschlossenen Behälter gab, bemerkte er, dass die Kerze wesentlich schneller erlosch. Er folgerte daraus, dass die Maus und das Feuer einen gleichen Bestandteil aus der Luft benötigen. In diesem Zusammenhang gab PRIESTLEY schon eine Differenzierung von Luftarten an. Er empfiehlt in seinem Werk *“Experiments and observations on different kinds of air“* [8], Versuchsmäuse in Gefäßen aufzubewahren, deren Boden und Deckel geöffnet sind, damit die Mäuse durch die „frische Luft“ am Leben bleiben. Seine Überlegungen gingen soweit, dass er einen Prozess vermutete, der aus der verbrauchten Luft wieder normale Luft herstellt, da sonst bereits die gesamte Luft der Erde „verbraucht sein müsste“. Durch einen Zufall ließ PRIESTLEY ein Minzblatt in der verbrauchten Luft liegen und konnte einige Tage später beobachten, dass eine Kerze wieder in dem geschlossenen Behälter brennen konnte (V12.8). Er stellte weitergehende Versuche an und beobachtete, dass Pflanzen in der Lage waren, die „verbrauchte Luft“ wieder aufzubereiten. PRIESTLEY entdeckte so wichtige Aspekte der Fotosynthese.

Datiert auf den 1. August 1774 ist der wichtige Versuch mit rotem „Quecksilberkalk“. PRIESTLEY kannte das Arbeiten mit pneumatischen Wannen und hatte Quecksilber als Sperrflüssigkeit verwendet. Er konnte auf diesem Weg viele Gase untersuchen, die mit Wasser als Sperrflüssigkeit reagieren würden: durch diese Untersuchungen „hat er die Chemie der Gase besser gefördert als irgendein anderer Chemiker“ [1]. Er beobachtete, dass sich bei hocherhitztem Quecksilber auf der Oberfläche schwimmend eine rote Substanz bildete. Diese neue Substanz isolierte er und bemerkte, dass sie bei Erhitzung ein Gas frei setzte. Bei Parallelversuchen mit Wasser als Sperrflüssigkeit erkannte er, dass neben dem farblosen Gas auch Quecksilbertropfen entstanden. Heute wird dieser Versuch als thermische Zersetzung von Quecksilberoxid bezeichnet (V12.9) und mit folgender Reaktionsgleichung beschrieben:



PRIESTLEY untersuchte das neue Gas und fand heraus, dass eine brennende Kerze viel heller brannte, dass es sogar einen glimmenden Holzspan wieder zum Brennen brachte. Diese Glimmspanprobe wird auch noch heute zum Nachweis für Sauerstoff verwendet (V12.9). Zur Erklärung verharnte PRIESTLEY jedoch wie SCHEELE auf der Phlogistontheorie: Da durch die Gasentwicklung das Quecksilber wieder „brennbar bzw. verkalkbar gemacht wurde, muss es Phlogiston aufgenommen haben, das nur durch die vorhandene Luftart geschehen sein kann“.

Er nannte somit dieses neu entdeckte Gas dephlogistierte Luft („dephlogisticated air“). Seine Namensgebung war dadurch gestützt, dass dieses Gas ein Feuer heller brennen ließ bzw. einen glimmenden Holzspan wieder entzünden konnte, also somit „in der Lage war, Phlogiston aufzunehmen“. Demnach muss sie vorher von Phlogiston frei sein, bzw. der Teil der Luft sein, der Phlogiston fixieren kann. Wie auch SCHEELE entdeckte PRIESTLEY die Entwicklung von Sauerstoff bei der Zersetzung von Salpetersäure, rotem Mennige und anderen Bleimineralien.

PRIESTLEY reiste im Oktober 1774 auf das Festland und besuchte auch Paris. Dort traf er LAVOISIER und berichtete ihm und einer größeren Versammlung französischer Wissenschaftler über seine Entdeckungen. LAVOISIER hatte bereits 1772 „der Akademie der Wissenschaften ein versiegeltes Schreiben übergeben, in dem er davon berichtet, dass auch Schwefel und Phosphor beim Verbrennen eine Gewichtszunahme erfahren wie die Metalle beim Verkalken“ [1]. Nach den Mitteilungen PRIESTLEY's wiederholte LAVOISIER die Experimente sofort und erkannte die Rolle des Sauerstoffs bei allen Beobachtungen zur Massenzunahme bei der Verbrennung. In einem Vortrag vor der Akademie „Über die Natur des Prinzips, welches sich mit den Metallen bei ihrer Verkalkung verbindet und ihr Gewicht erhöht“ erwähnte er weder den Namen Priestley noch Scheele, sodass die Hörer glauben mussten, die vorgetragene Entdeckung wäre sein eigenes Werk“ [1]. PRIESTLEY protestierte später gegen diese Darstellung von LAVOISIER und bestand darauf, dass er der Entdecker des Sauerstoffs sei. Das Schauspiel „Oxygen“ von CARL DJERASSI und ROALD HOFFMANN [9] aus dem Jahr 2004 zeigt den Streit um die Entdeckung des Sauerstoffs aus der Sicht der drei Ehefrauen der drei Wissenschaftler sehr amüsant.

12.3 LAVOISIER – Begründer der Oxidationstheorie

ANTOINE LAURENT DE LAVOISIER interessierte sich jeher für die Verbrennung. Sein Verdienst galt der konsequenten quantitativen Arbeit: er nutzte für seine Experimente stets die Waage und bezog Massen und Massenvergleiche mit in seine Überlegungen ein. Seit 1772 beschäftigte er sich mit der Verbrennung von Schwefel und Phosphor und konnte beobachten, dass stets ein Teil der Luft „verloren ging“. Er stellte dabei fest, dass auch die Endprodukte bei deren Verbrennung eine Massenzunahme zeigen wie es von den „Verkalkungen der Metalle“ bekannt war, und wies nach, dass nie mehr als ein Fünftel der Luft umgesetzt wird (V12.10).

Der Pariser Apotheker BAYEN machte LAVOISIER darauf aufmerksam, dass bei der Erhitzung von Quecksilberoxid eine Gasentwicklung stattfindet. Angetrieben von diesen Berichten und später auch von dem Gespräch mit PRIESTLEY führte er mehrere Messungen mit Quecksilberoxid durch. Er erhitzte eine Portion Quecksilber 14 Tage lang in einer abgeschlossenen Apparatur mit Quecksilber als Sperrflüssigkeit und beobachtete, dass sich ab

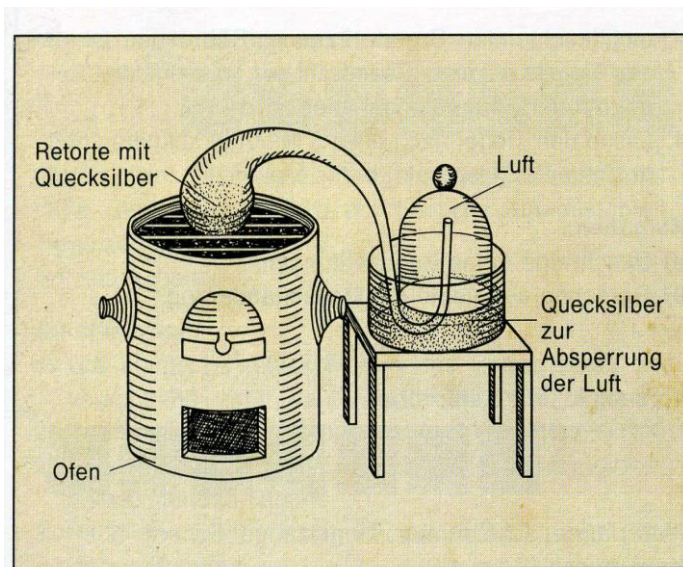


Abb. 12.6: LAVOISIER's Apparatur [10]

dem zweiten Tag ein rotes Pulver an der Oberfläche des Quecksilbers sammelte. Nach den 14 Tagen hatte sich das Luftvolumen um ein Fünftel verringert. Daraufhin wog LAVOISIER die entstandene rote Substanz, es waren 45 Gran (1 Gran entspricht 0,06 g). Als er sie wieder erhitze, zersetzte sich dieses in Quecksilber und das neue Gas, das die Verbrennung so sehr beschleunigte. Er konnte dabei 41,5 Gran Quecksilber und 7,5 Kubikzoll eines Gases auffangen (1 Kubikzoll $\approx 19,68 \text{ cm}^3$) [10].

Folglich erhielt LAVOISIER aus 2,7 g des Quecksilberoxids etwa 2,5 g Quecksilber und ca. 0,147 L Sauerstoff. Heute wissen wir, dass aus 0,012 mol des Quecksilberoxids 0,012 mol Hg-Atome und 0,006 mol O_2 -Moleküle entstehen, also 2,5 g Quecksilber und 144 mL Sauerstoff: LAVOISIER hatte sehr genau gearbeitet!

Durch seine Versuche bei der Verbrennung von Schwefel und Phosphor entdeckte LAVOISIER zusätzlich, dass die Endprodukte in Wasser eine Säurelösung bildeten. Er war daraufhin der Auffassung, dass sein entdecktes Gas auch für die Bildung von Säuren verantwortlich sei. Aus diesem Grund gab er dem neuen Gas den Namen *Oxigene* (griech.: ‚sauer‘ und ‚erzeugen‘). In die deutsche Sprache übersetzt entschied man sich für „Säurestoff“ oder letztendlich „Sauerstoff“. Durch diese Entdeckungen und Messungen revolutionierte LAVOISIER die gesamte chemische Denkweise: er begründete damit die Oxidationstheorie zur Verbrennung und verwarf die Phlogistontheorie (siehe auch Kap. 13).

12.4 Chemiedidaktische Relevanz

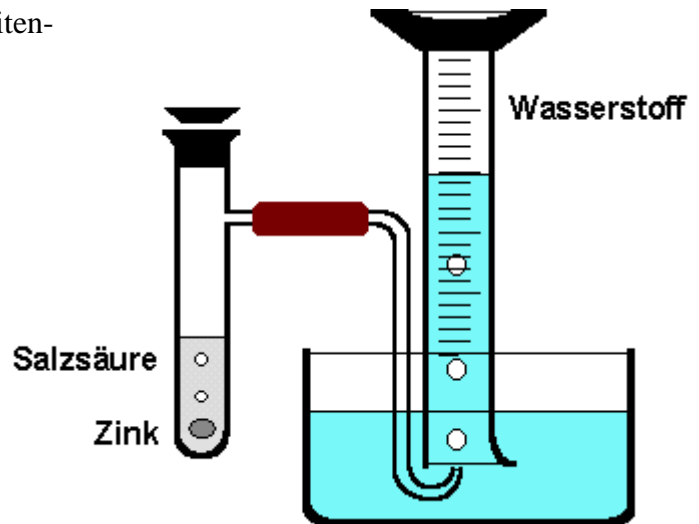
Die elementaren Gase Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff sind Inhalte eines jeden Chemiecurriculums und werden experimentell allen Schülerinnen und Schülern vorgestellt. Da es historisch ein langer Weg war, diese Gase zu isolieren, sie aufzubewahren und ihre Eigenschaften zu bestimmen, kann es interessant sein, auch den Jugendlichen im Chemieunterricht etwas aus der Geschichte der Entdeckung dieser Gase zu vermitteln. Aus diesem Grund sind die folgenden Experimente so ausgewählt, dass sie mit normalen Mitteln der Chemiesammlung durchgeführt werden können, aber auch geeignet sind, sie mit der Historie zu verknüpfen.

V12.1 Entwickeln, Auffangen und Nachweisen von Wasserstoff

CAVENDISH hatte 1766 seine Arbeiten zur Entdeckung des Wasserstoffs veröffentlicht. Er fand heraus, dass sowohl Schwefelsäure-Lösung als auch Salzsäure in der Lage sind, bei der Reaktion mit Metallen wie Eisen oder Zink das Gas zu entwickeln, das er „brennbare Luft“ nannte – obwohl ihm klar war, dass das Gas ein neuer Stoff ist und nicht gewöhnlicher Luft gleicht. Er arbeitete mit einer pneumatischen Wanne, die noch heute für viele Experimente mit Gasen verwendet wird.

Durchführung. Ein Reagenzglas mit Seitenrohr wird mit einigen Zinkgranalien und verdünnte Salzsäure versehen, über ein Ableitungsrohr wird das entstehende Gas pneumatisch in den mit Wasser gefüllten Standzylinder geleitet (Bild [10]).

Er wird unter Wasser mit dem Deckglas geschlossen, aus dem Wasser gehoben und wieder geöffnet an die Brennerflamme geführt.



Das Experiment wird wiederholt, allerdings

wird der Zylinder nur halb mit Wasserstoff gefüllt, beim Herausheben durch Ausfließen des Wassers mit Luft gemischt und an der Brennerflamme entzündet.

Beobachtung. An den Granalien entwickelt sich ein farbloses Gas, das den Zylinder nach und nach füllt. Das Gas entzündet sich an der Luft mit einem harmlosen Knall und verbrennt langsam mit kaum sichtbarer Flamme. An der Innenwand des Zylinders bildet sich dabei ein Beschlag aus Wassertröpfchen. Das Wasserstoff-Luft-Gemisch verbrennt sehr schnell mit einem Pfeifton.

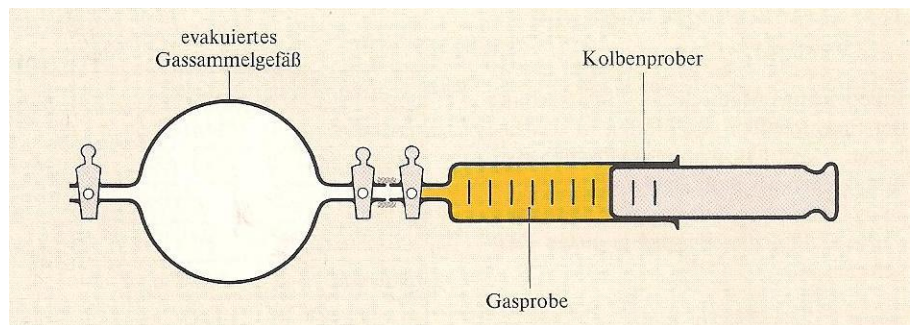
Auswertung. Zink reagiert mit Salzsäure unter Bildung von Zinkchlorid-Lösung und Wasserstoff, der Wasserstoff reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu unsichtbarem Wasserdampf, der teilweise im Zylinder zu Wasser kondensiert. Im zweiten Fall liegt eine Mischung aus Luft und Wasserstoff vor, die man Knallgas nennt: sie verbrennt sehr schnell unter Wasserbildung. Der Pfeifton oder der Knall ist die Nachweisreaktion für das Gas Wasserstoff: Knallgasreaktion.

V12.2 Dichte von Wasserstoff

Ein mit Wasserstoff gefüllter Ballon steigt nach oben. Das weist darauf hin, dass die Dichte des Wasserstoffs kleiner ist als die Dichte von Luft: aufgrund des verschiedenen Auftriebs von Gasen gegenüber Luft hat CAVENDISH wohl die Dichte von Wasserstoff abgeschätzt. Um den

Auftrieb der Gase in Luft zu vernachlässigen, evakuiert man heute einen Glaskolben, wiegt ihn zunächst materiefrei und danach erneut mit einer Portion des Gases, das man etwa mit einem Kolbenprober einfüllt. Der Quotient von Masse und Volumen zeigt die Dichte.

Durchführung. Ein Glaskolben mit Hahn wird mit Hilfe der Wasserstrahlpumpe evakuiert und gewogen (Bild [11]). 100 mL Luft



werden zunächst eingefüllt, der Kolben wird wieder gewogen. Dann werden nach erneuter Evakuierung und Wägung 100 mL Wasserstoff eingefüllt und gewogen. Es kann so die Dichte weiterer Gase bestimmt werden.

Beobachtung. 100 mL Luft wiegen 120 mg, 100 mL Wasserstoff nur 8 mg. Die Dichten berechnen sich zu σ (Luft) = 1,21 g/L bzw. zu σ (Wasserstoff) = 0,08 g/L.

V12.3 Massenverlust bei der Kalkstein-Salzsäure-Reaktion

Anteile von entweichenden Gasen bei chemischen Reaktionen hatte CAVENDISH dadurch gemessen, dass er aus der offenen Apparatur das Gas entweichen ließ und den Massenverlust mit der Waage bestimmte. Entweichendes Kohlenstoffdioxid mit der Dichte von etwa $\sigma = 2$ g/L macht sich bei Wägungen besonders stark bemerkbar – deshalb wird die Reaktion von Kalkstein bzw. Calciumcarbonat mit Salzsäure vorgeschlagen.

Durchführung. 100 mg Kalksteinpulver werden auf der Digitalwaage abgewogen. Ein Erlenmeyerkolben wird mit etwa 100 mL verdünnter Salzsäure gefüllt und auf die Waage gestellt. Das Kalksteinpulver wird dazu gegeben, die Gesamtmasse festgestellt. Änderungen der Gesamtmasse werden alle 10 s protokolliert, die Massen gegen die Zeiten aufgetragen.

Beobachtung. Die Entwicklung von Kohlenstoffdioxid kommt sofort in Gang, das weiße Pulver reagiert vollständig mit der Salzsäure. Die Masse des Kolbens wird ständig kleiner, die Massenabnahme beträgt am Ende etwa 44 mg.

Auswertung. Carbonate reagieren mit Salzsäure unter Entwicklung des Gases Kohlenstoffdioxid, eine Chlorid-Lösung bleibt zurück. Das Gas Kohlenstoffdioxid verlässt durch Diffusion ständig den Kolben und wird durch Luft ersetzt, die Masse des Kolbens mit Inhalt wird deshalb stetig kleiner. Heute wissen wir, dass pro 1 mol Calciumcarbonat auch 1 mol CO_2 -Moleküle entstehen, also aus 100 mg des eingesetzten Pulvers etwa 44 mg Gas. Diese Masse – abzüglich der vorher vorhandenen Luftmasse im Kolben – fehlt nach vollständiger Reaktion.

V12.4 Knallgasreaktionen – qualitativ beurteilt

Die maximale Stärke des Knalls von Gemischen aus Wasserstoff und Luft galt für CAVENDISH als Zeichen für die Vollständigkeit der Reaktion: er zündete unterschiedliche Gemische und beurteilte die Lautstärke des entsprechenden Knalls. Mit den heute verfügbaren Kolbenprobern ist es leicht, ähnliche Experimente durchzuführen.

Durchführung. Ein 500 mL-Standzylinder voll Luft wird zunächst mit der Öffnung nach unten mit 50 mL Wasserstoff aus dem Kolbenprober gefüllt, das Gasgemisch an die Brennerflamme geführt. Im zweiten Experiment werden 100 mL Wasserstoff eingefüllt und gezündet, bei den nächsten Malen 150 mL, 200 mL und 250 mL.

Beobachtung. Es gibt in allen Fällen Verpuffungen oder gar einen Knall. Am lautesten knallt es bei der Mischung von 150 mL Wasserstoff und 350 mL Luft.

Auswertung. Die Reaktion wird heute beschrieben durch das folgende Reaktionssymbol: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Es reagieren also 2 mol H_2 -Moleküle mit 1 mol O_2 -Moleküle vollständig miteinander, somit nach dem Satz von AVOGADRO 2 Raumteile Wasserstoff mit 1 Raumteil Sauerstoff. In 500 mL des Gemischs befinden sich bei der Zugabe von 150 mL Wasserstoff also 350 mL Luft, demnach 70 mL Sauerstoff. Diese Mischung reagiert deshalb mit lautestem Knall.

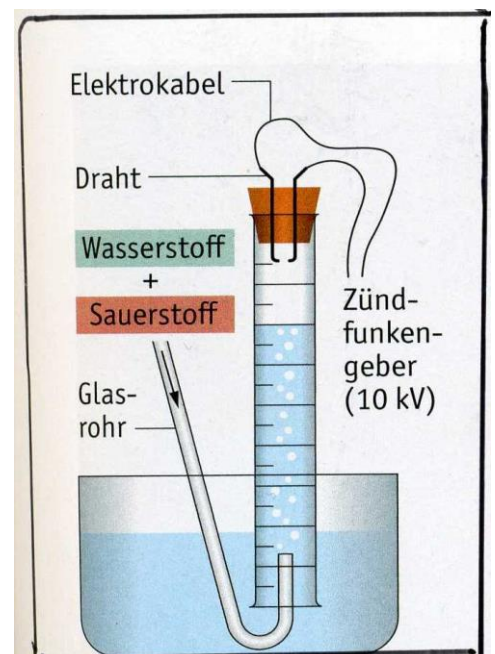
V12.5 Knallgasreaktionen – quantitativ gemessen

In seiner Quecksilberapparatur (vgl. Abb. 11.3) hatte CAVENDISH Wasserstoff-Sauerstoff-Gemische eingefüllt und elektrisch mit der Elektrisiermaschine gezündet. Heute haben wir moderne Sicherheitsrohre als Eudiometer und zünden die Gasgemische elektrisch mit einem Zündfunktgeber, der aufgrund des Piezoeffekts durch Pressen eines Kristalls die Hochspannung liefert.

Durchführung. In eine Eudiometerapparatur (Bild [12]) werden verschiedene Wasserstoff-Sauerstoff-Gemische eingefüllt und mit dem Zündfunktgeber gezündet: erst 2 mL + 2 mL, dann 2 mL + 1 mL, und 1 mL + 2 mL.

Nach der Reaktion wird jeweils die Art des Restgases dadurch geprüft, dass eine kleine Menge eines der Gase eingefüllt und gezündet wird: so lässt sich entscheiden, ob Wasserstoff oder Sauerstoff als Restgas übrig geblieben ist.

Beobachtung. Im ersten Fall bleibt 1 mL Sauerstoff übrig, im zweiten Fall gibt es kein Restgas, im dritten Fall verbleiben 1,5 mL Sauerstoff.



Auswertung. Wie bereits in V11.4 beschrieben reagieren Wasserstoff und Sauerstoff im Volumenverhältnis 2 : 1 vollständig ohne ein Restgas übrig zu lassen.

V12.6 Prüfen der Luftzusammensetzung

SCHEELE fand eine Reaktion von alkalischen Sulfid-Lösungen mit Luft, bei der der Anteil an Sauerstoff quantitativ gebunden wird und der Stickstoff übrig bleibt. Heute kennen wir mit alkalischer Pyrogallol-Lösung ebenfalls eine Substanz, die Sauerstoff aus Gasgemischen vollständig bindet. Diese Reaktion kann die Idee von SCHEELE anschaulich zeigen.

Durchführung. 10 mL einer 25 %igen Pyrogallol-Lösung werden mit dem sechsfachen Volumen an konzentrierter Kaliumhydroxid-Lösung gemischt, 10 mL dieser leicht bräunlich gefärbten Lösung werden mit einer Kunststoffspritze aufgenommen. Ein Kolbenprober ist mit 100 mL Luft zu füllen, die Öffnung mit einer Silikonkappe zu verschließen. Durch diese Kappe wird die Spritze eingestochen, der Inhalt in den Kolbenprober gegeben, der Hahn verschlossen. Der Kolbenprober wird eine Minute lang geschüttelt, das neue Gasvolumen abgelesen. Das Restgas wird pneumatisch in einen kleinen Standzylinder geleitet und mit einem brennenden Holzspan geprüft.

Beobachtung. Beim Schütteln färbt sich die alkalische Lösung stark braun, das Gasvolumen geht von 100 mL auf 80 mL zurück. Im Restgas erlischt eine Flamme.

Auswertung. Der Sauerstoffanteil der Luft von 20 mL reagiert mit Pyrogallol zu einer neuen, braun gefärbten Lösung, 80 mL Stickstoff bzw. sehr kleine Anteile an Edelgasen bleiben zurück, in denen keine Verbrennung mehr unterhalten wird.

V12.7 Sauerstoff aus Kaliumnitrat und Schwefelsäure

Eine Möglichkeit, das neuartige Gas Sauerstoff zu entwickeln und zu isolieren, war für SCHEELE die Reaktion von Kaliumnitrat mit Schwefelsäure: er konnte zeigen, dass in diesem Gas eine Kerzenflamme sehr hell brennt und ein glimmender Holzspan wieder hell brennt. Heute kennen wir die Substanz Kaliumpermanganat, aus der allein durch Erhitzen das Gas Sauerstoff entwickelt werden kann

Durchführung. In ein schwerschmelzbares Reagenzglas wird wenig Kaliumnitrat gefüllt, es wird im Stativ mit der Öffnung schräg nach oben eingespannt. Wenig reine Schwefelsäure wird hinzugegeben, das Gemisch stark mit dem Brenner erhitzt. Ein brennender und danach ein glimmender Holzspan werden in den Gasraum über das Gemisch gehalten. Der Versuch wird in einem neuen Reagenzglas allein mit einer Spatelspitze Kaliumpermanganat wiederholt.

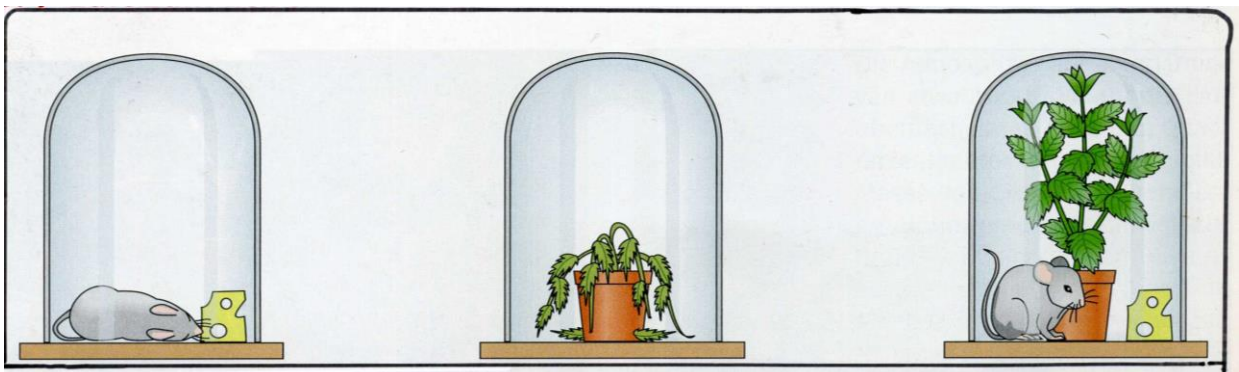
Beobachtung. Das Gemisch schäumt auf, ein Gas wird entwickelt. In diesem Gas brennt ein Holzspan mit sehr heller Flamme, ein glimmender Holzspan entzündet sich und brennt. Das Kaliumpermanganat zersetzt sich zu einem braunen Pulver und bildet dasselbe Gas.

Auswertung. Das Gas ist Sauerstoff, in reinem Sauerstoff reagieren alle Brennstoffe sehr viel schneller und setzen damit auch die Reaktionsenergie in kürzerer Zeit frei.

V12.8 Sauerstoffentwicklung durch grüne Pflanzen

PRIESTLEY fand heraus, dass Kerzen im abgeschlossenen Luftvolumen nur eine begrenzte Zeit brennen und dann erlöschen. Er zeigte, dass auch Mäuse sterben, wenn sie unter einer Glasglocke von der Luftzufuhr abgesperrt werden (Bild [12]) und empfahl Löcher in den Behältern vorzusehen, in denen Tiere gefangen gehalten werden. Er sperrte dann eine Maus zusammen mit grünen Blättern in eine Glasglocke und sah, dass sie in diesem Fall viel länger lebte – das grüne Blattwerk sollte die Luft wieder „verbessern“ (Bild [12]). Heute kennen wir die Photosynthese und wissen, dass Blätter dabei in hellem Licht das Kohlenstoffdioxid aufnehmen und neuen Sauerstoff entwickeln: Mäuse können somit länger leben.

In Experimenten soll gezeigt werden, dass zum einen unter verschiedenen großen Bechergläsern brennende Teelichter nach unterschiedlichen Zeiten erlöschen, zum anderen grüne Pflanzen in hellem Licht das Gas Sauerstoff entwickeln und damit Teelichter noch länger brennen.



Durchführung. a) Drei unterschiedlich große Bechergläser werden umgekehrt auf die Tischplatte gestellt, jeweils brennende Teelichter nahezu gleichzeitig darunter gestellt. b) Unter das große Becherglas, unter dem das Teelicht ausging, wird zusätzlich eine Topfpflanze gestellt, im hellen Licht einige Stunden wirken gelassen, danach ein brennendes Teelicht erneut unter dieses Becherglas geschoben und beobachtet.

Beobachtung. a) Die Teelichter gehen nach bestimmter Zeit aus, je größer das Luftvolumen des Becherglases ist, desto länger brennen sie. b) Nach Einwirken der Topfpflanze brennt das zunächst erloschene Teelicht wieder einige Zeit und erlischt dann.

Auswertung. a) Ein größeres Luftvolumen bietet ein größeres Volumen an Sauerstoff, das Paraffin des Teelichts kann längere Zeit mit dem Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf reagieren. b) Grüne Pflanzen reagieren mit dem gebildeten Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf zu Stärke und Sauerstoff (Photosynthese) – durch den neu gebildeten Sauerstoff kann ein Teelicht wieder einige Zeit weiterbrennen.

V12.9 Quantitative Zersetzung von Quecksilberoxid

PRIESTLEY arbeitete mit Quecksilber als Sperrflüssigkeit und beobachtete ein rotes Pulver auf Quecksilber, das lange Zeit stark erhitzt worden war. Die Idee, das rote Pulver zu isolieren und zu erhitzen, führte ihn zu einem neuen Gas, in dem eine Kerze blendend hell brannte. Da er die Phlogistontheorie zugrunde legte, nannte er das Gas „dephlogistierte Luft“. Auch LAVOISIER wertete solche Quecksilber-Experimente aus, wandte sich aber von der Phlogistontheorie ab und erklärte die Bildung des roten Pulvers als Reaktion von Quecksilber mit Sauerstoff und nannte das rote Pulver Quecksilberoxid. Den Namen Oxigène (deutsch: Sauerstoff) definierte er aufgrund der Beobachtungen, dass Nichtmetalloxide mit Wasser zu sauren Lösungen reagieren.

Da in Schulen das Arbeiten mit Quecksilber nicht mehr üblich ist, kann die Zersetzung von schwarzem Silberoxid demonstriert werden: es entsteht neben Sauerstoff eine kleine Silberkugel.

Durchführung. Es werden in schwerschmelzbare Reagenzgläser jeweils 400 mg und 800 mg rotes Quecksilberoxid eingewogen. Das erste Reagenzglas wird waagrecht in ein Stativ eingespannt, mit einem Kolbenprober und Stopfen luftdicht verbunden und mit der rauschenden Brennerflamme stark erhitzt, bis es vollkommen zersetzt ist. Das Volumen des gebildeten farblosen Gases wird vom Kolbenprober abgelesen, das Reagenzglas geöffnet, ein glimmender Holzspan eingeführt. Das Experiment wird mit dem zweiten Reagenzglas wiederholt.

Beobachtung. In beiden Fällen entstehen feine Quecksilber-Tröpfchen an der Innenwand des Reagenzglases (sie können später mit konzentrierter Salpetersäure gelöst und entsorgt werden). Es entstehen im ersten Fall 25 mL Gas, im zweiten Fall 50 mL Gas. In dem Gas entzündet sich ein glimmender Holzspan und brennt hell leuchtend.

Auswertung. Quecksilberoxid wird in beide Elemente zersetzt. Rechnet man die Sauerstoff-Volumina in Massen um, bilden sich im ersten Fall 30 mg, im zweiten Fall 60 mg Sauerstoff.

Legt man den Massenerhaltungssatz zugrunde, dann ergeben sich folgende Bilanzen:

800 mg Oxid → 740 mg Quecksilber + 60 mg Sauerstoff

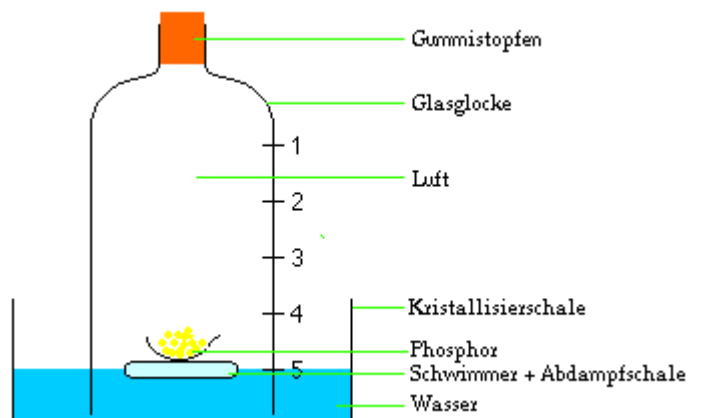
400 mg Oxid → 370 mg Quecksilber + 30 mg Sauerstoff

V12.10 Massenbilanz bei der Verbrennung von Phosphor und Schwefel

Die Verbrennungsreaktion von Phosphor und Schwefel spielte schon bei den Alchimisten eine große Rolle und führte durch das vollkommene „Verschwinden“ der Substanzen den deutschen Wissenschaftler STAHL zur Phlogistontheorie. LAVOISIER war deshalb ebenfalls an diesen Reaktionen interessiert, untersuchte sie allerdings mit Hilfe der Waage. Es gibt die Möglichkeit, eine geschlossene Apparatur vor und nach der Verbrennung zu wiegen, wie es BOYLE getan hat (vgl. Kap. 10), oder man verbrennt Substanzen in der offenen Apparatur auf einer empfindlichen Waage und wiegt die entstehenden Gase und Feststoffe bzw die in das Gefäß nachfließende Luft. Da bei der Reaktion des Phosphors mit Sauerstoff das feste Phosphoroxid entsteht, ist die Luftzusammensetzung auch durch diese Reaktion zu realisieren.

Durchführung. a) Ein Standzylinder wird zum Schutz des Glases mit wenig Sand versehen und auf die Digitalwaage gestellt (Abzug). Brennender Phosphor wird im Verbrennungslöffel in den Zylinder gestellt, die Zylinderöffnung wird mit dem Deckglas fast verschlossen. Die folgende Massenänderung wird beobachtet. Das Experiment wird mit Schwefel wiederholt.

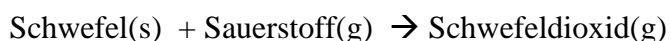
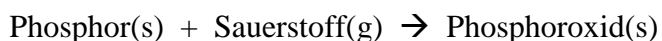
b) Eine Porzellanschale mit einem Stück weißen Phosphor wird schwimmend auf die Wasseroberfläche in einer Glasschale gesetzt und eine Glasglocke darüber gestülpt (Bild [10]). Durch die Stopfenöffnung wird der Phosphor mit einem



heißem Eisendraht entzündet und die Glocke mit dem Stopfen wieder verschlossen. Die Veränderung des Wasserspiegels in der Glocke wird beobachtet.

Beobachtung. a) Phosphor bzw. Schwefel brennen weiter, das feste weiße Phosphoroxid setzt sich an der Innenwand des Zylinders ab, das Gas Schwefeldioxid ist als feiner Nebel wahrzunehmen. In beiden Fällen sind geringe Massenzunahmen zu verzeichnen. b) Das Wasser steigt in die Glocke und füllt sie zu etwa 20 Vol% aus.

Auswertung. a) Das feste Phosphoroxid bindet den Sauerstoffanteil der Luft, weitere Luft tritt von außen in den Zylinder und sorgt für den Massenanstieg. Das gasförmige Schwefeldioxid verdrängt die Luft aus dem Zylinder und zeigt durch die höhere Dichte eine Massenzunahme der gesamten Apparatur. Die Reaktionen können so beschrieben werden:



b) Der Sauerstoff der Luft in der Glasglocke reagiert zum Feststoff Phosphoroxid und entzieht damit dem Luftvolumen den Anteil von 20 Vol%.

12.5 Schluss.

Die Schülerinnen und Schüler erkennen mit diesen Experimenten und deren Auswertung, dass Substanzen wie Schwefel und Phosphor nicht „unwiederbringlich weg sind“, sondern sich durch die Sauerstoff-Reaktionen entsprechende Oxide bilden. Mit weiteren Interpretationen von Verbrennungen aus der Lebenswelt – wie etwa mit der von Grillkohle und Spiritus – kann erreicht werden, dass die Jugendlichen ihre Schülervorstellungen überwinden, einen „Conceptual Change“ realisieren und die Oxidationstheorie akzeptieren.

Literatur

- [1] Lockemann, G.: Cavendish, Priestley und Scheele. In: Bugge, G.: Das Buch der Großen Chemiker. Weinheim 1955 (Chemie)
- [2] Wikipedia: Cavendish
- [3] Wikipedia: Scheele
- [4] Hoffmann, D., Laitko, H., Müller-Will, St. (Hrsg.): Lexikon der bedeutenden Naturwissenschaftler (Band 2), München 2004 (Spektrum)
- [5] Scheele, C.W.: Chemische Abhandlung von der Luft und dem Feuer. In: Ostwald's Klassiker. Leipzig 1894 (Engelmann)
- [6] Haas, J.B.: Sauerstoff – von der Entdeckung bis zu modernen Oxidationstheorien. Bachelorarbeit. Universität Münster 2012
- [7] Wikipedia: Priestley
- [8] Priestley, J.: Experiments and observations on different kinds of air. London 1775
- [9] Djerassi, C., Hoffmann, R.: Oxygen. Schauspiel. Deutsche Uraufführung Würzburg 2004
- [10] www.seilnacht.com
- [11] Jäckel, M., u.a.: Chemie heute SI. Hannover 1995 (Schroedel)
- [12] Asselborn, W., u.a.: Chemie heute SI. Braunschweig 2013 (Schroedel)