

Das Papier ist verbrannt – es ist weg! ¹

Hans-Dieter Barke

Bericht: Wolfgang Czieslik

„Das Papier ist verbrannt – es ist weg“!

Diese Behauptung stellt Prof. Dr. Hans-Dieter Barke von der Westfälischen Wilhelms-Universität Münster an den Anfang seines Vortrags über „Irrtümer und Wissenschaft rund um die Verbrennung“ am 11. Juni 2017 im Museum für Natur und Umwelt in Lübeck.



Abb. 1: Prof. Dr. Hans-Dieter Barke

Unsere alltäglichen Erfahrung und Beobachtungen lassen diese Aussage genauso plausibel und wahr erscheinen wie die Aussage „die Sonne dreht sich um die Erde“. Man sieht es ja täglich, dass die Sonne morgens im Osten am Horizont erscheint und am Abend wieder hinter dem Horizont verschwindet.

Vor etwa 300 Jahren formulierte der Chemiker und Mediziner Georg Ernst Stahl (1659 – 1734) die Phlogistontheorie, mit der Verbrennungsprozesse und die Verhüttung von Metallerzen durch ein einheitliches Prinzip beschrieben werden konnten. So entsteht beispielsweise bei Erhitzen von Blei gelbe Bleiglätte, heute Bleioxid, und durch Glühen von Bleioxid mit Holzkohlepulver kann wieder Blei hergestellt werden. In der Phlogistontheorie von Stahl wird dies folgendermaßen formuliert:

Blei → Bleiglätte + Phlogiston

Bleiglätte + Phlogiston (Holzkohle enthält Phlogiston) → Blei

Beim Erhitzen von Blei entsteht Bleiglätte und Phlogiston wird frei gesetzt. Erhitzt man nun Bleiglätte zusammen mit Holzkohle, dann entsteht wieder Blei, das Phlogiston aus der Holzkohle aufgenommen hat. Die Holzkohle ist damit verschwunden.

Die Phlogiston-Theorie war im 18. Jahrhundert sehr einflussreich, da mit ihr viele bekannte Phänomene der Chemie beschrieben werden konnten. Dies änderte sich als in der zweiten Hälfte des 18. Jahrhunderts verschiedene Gase entdeckt und charakterisiert wurden und Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794) die Waage als Messinstrument in die Chemie eingeführt hatte. Die Möglichkeit Gase in einem Gefäß aufzufangen und sie zu wiegen, stellte einen Meilenstein in der Chemieggeschichte dar, und führten zur Ablösung der Phlogistontheorie durch die von Lavoisier formulierte Oxidationstheorie (1772).

Am Beispiel des Verhaltens von Quecksilber und rotem Quecksilberoxid beim Erhitzen können die beiden Theorien erläutert werden.

Phlogistontheorie:

Quecksilber → rotes Quecksilberoxid + Phlogiston

Rotes Quecksilberoxid + Phlogiston → Quecksilber

Oxidationstheorie:

Quecksilber + Sauerstoff → Quecksilberoxid

Quecksilberoxid → Quecksilber + Sauerstoff

Lavoisier hat die beiden Reaktionen mit Quecksilber bzw. Quecksilberoxid in der nebenstehenden Apparatur (Abb. 2) durchgeführt. Dazu hat er die Retorte (A) mit einer bestimmten Menge an Quecksilber gefüllt und es mit einem Kohleofen 12 Tage fast bis zum Siedepunkt erhitzt. Das offene Ende der Retorte tauchte in eine Glocke (E), die im Quecksilber in der Schale (L) schwamm. Die Glocke war mit einer abgemessenen Menge an Luft gefüllt. Im Laufe der Zeit bildete sich auf dem Quecksilber in der Retorte rotes Quecksilberoxid und in der Glocke stieg das Quecksilber an. Die Reaktion kam zum Stillstand als ein Fünftel der Luft in der Glocke verbraucht war.

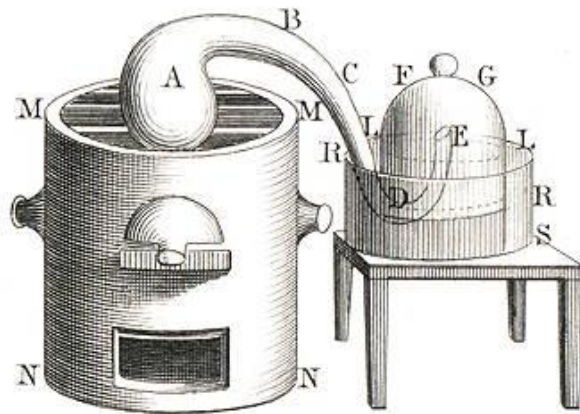


Abb. 2: Apparatur, mit der Lavoisier sowohl die Bildung als auch die Zersetzung von Quecksilberoxid durchführte (1774)

Das rote Quecksilberoxid wurde gesammelt und in der gleichen Apparatur in einer neuen Retorte erhitzt. Dabei entstand genau dieselbe Menge an Sauerstoff, die beim vorhergehenden Versuch verbraucht worden war.²

Im Chemieunterricht wird in einem klassischen Experiment gezeigt, dass die Masse von brennender Stahlwolle zunimmt. Dazu werden zwei Knäuel Stahlwolle an eine Balkenwaage gehängt, die Waage wird austariert und ein Knäuel wird mit einer Gasflamme entzündet. Wenn der Brennvorgang beendet ist und die Stahlwolle abgekühlt ist, stellt man fest, dass das „verbrannte“ Knäuel schwerer geworden ist. Dies kann leicht damit erklärt werden, dass das Eisen mit dem Sauerstoff der Luft zu dunklem Eisenoxid reagiert hat.



Abb. 3: Stahlwolle an der Waage; links unverändert, rechts: verbrannt

Heutzutage gehört es zum Allgemeinwissen, dass Verbrennungen vielfach die Reaktionen mit Sauerstoff sind und Schülerinnen und Schüler sind in der Regel in der Lage die entsprechenden Reaktionsgleichungen richtig zu formulieren.

Die Verbrennung von Magnesium ist ein Standardexperiment im Anfangsunterricht Chemie und die Schülerinnen und Schüler können nach einem entsprechenden Unterricht auch die zugehörige Reaktionsgleichung aufschreiben. Sollen sie allerdings aufschreiben was mit den Magnesium-Teilchen bei der Verbrennung passiert, dann hat ihre Beschreibung häufig Ähnlichkeiten mit der, die auch auf der Grundlage der Phlogistontheorie gegeben würde (Abb. 4).

Fragebogen:

Du hast kennengelernt, dass Magnesium verbrennt und sich dabei ein weißes Pulver bildet.

1. Wie lautet die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Magnesium ?

Antwort: $2 \text{ Mg} + \text{ O}_2 \text{ ----> } 2 \text{ MgO}$

2. Notiere und zeichne Deine Vorstellung auf, was mit den Magnesium-Teilchen bei der Verbrennung des Magnesiums passiert.

Antwort: Magnesium besteht aus zwei Teilchenarten, eine verdampft beim Verbrennen, die andere bleibt als Magnesiumoxid zurück

Zeichnung:



Abb. 4: Formulierungen zur Vorstellung von der Verbrennung von Magnesium^{3,4}

Um diesen Fehlvorstellungen entgegen zu treten, ist es notwendig die Vorgänge auf der Teilchenebene genauer zu betrachten. Die erste Atomtheorie der Neuzeit ist von John Dalton (1766 – 1844) veröffentlicht worden.

- Jedes Element besteht aus kleinsten unteilbaren Teilchen, den Atomen.
- Die Atome eines Elementes haben die gleiche Masse, unterschiedliche Elemente unterscheiden sich in der Atommasse.
- Atome können durch chemische Vorgänge weder vernichtet noch erzeugt werden.
- Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe getrennt und in den neuen Stoffen neu angeordnet.

Mit diesem Modell lässt sich die Verbrennung von Magnesium als Umgruppierung von Atomen erklären, ohne dass Annahmen über die Erzeugung oder das Verschwinden von Teilchen bzw. Stoffen gemacht werden müssen. Entsprechend unseren heutigen Vorstellungen bilden Magnesium-Ionen – Magnesiumatome, die negativ geladene Elektronen abgegeben haben – ein Gitter, in dem sich Elektronen relativ frei bewegen können und nicht einem spezifischen Atom zugeordnet werden können. Der gasförmige Sauerstoff besteht aus zweiatomigen Sauerstoffmolekülen, die für die Reaktion mit Magnesium-Ionen in die Atome aufgespalten werden müssen und zwei Elektronen pro Atom aufnehmen (Bildung eines Sauerstoff-Ions). Magnesium-Ionen und Sauerstoff-Ionen bilden ein Ionengitter. Es ist weißes Magnesiumoxid entstanden.

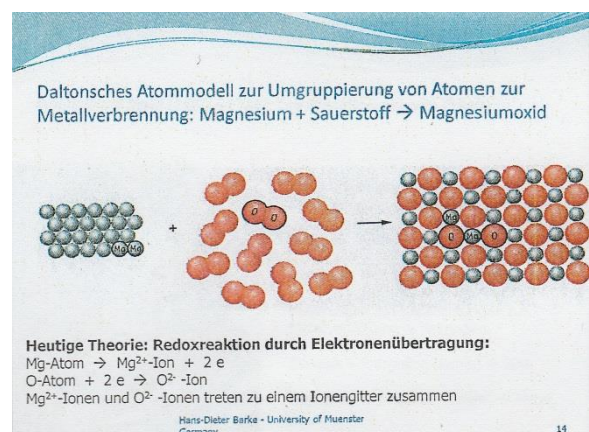


Abb. 5: Dalton'sches Atommodell zur Umgruppierung von Atomen



Abb. 6: Erhitzen von Magnesium bis zum Glühen

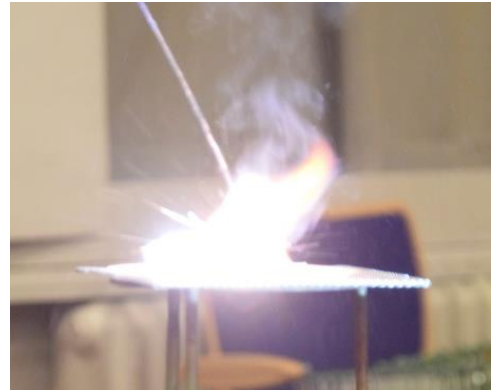


Abb. 7: Löschen des glühenden Magnesiums mit Wasser



Abb. 8: Stichflamme durch die Bildung von Wasserstoff

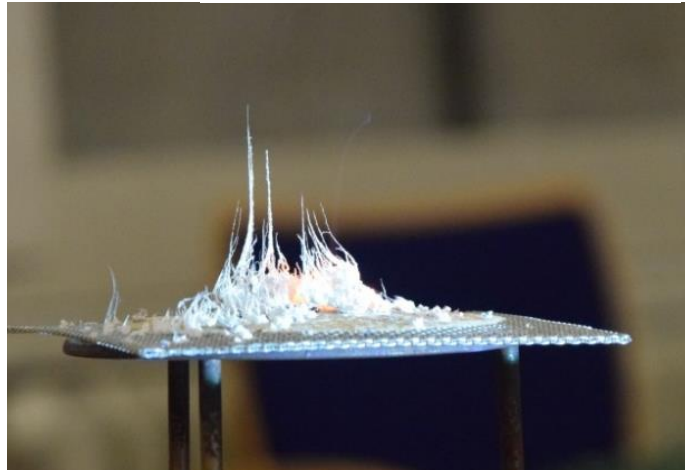


Abb. 9: Magnesiumoxid

Magnesiumoxid entsteht nicht nur bei der Verbrennung von Magnesium sondern auch wenn man versucht glühendes Magnesium mit Wasser zu löschen. Dabei werden die Wassermoleküle in Wasserstoff-Atome und Sauerstoff-Atome zerlegt und es wird ein Ionengitter aus Magnesium- und Sauerstoff-Ionen gebildet.

Der entstehende Wasserstoff reagiert heftig mit dem Sauerstoff in der Luft zu Wasser, d.h. er verbrennt.

1766 entdeckte Henry Cavendish (1731 – 1810) bei der Reaktion von Säuren mit Metallen den Wasserstoff (damals: brennbare Luft) und erkannte, dass Wasser – in unserer heutigen Sprache – das Oxid des Wasserstoffs ist. Im Jahr 1789 führt Lavoisier ein Experiment zur Zersetzung von Wasser durch. Dazu ließ er eine mit Eisennägeln gefüllte Flinte (s. Abb. 10; F) in einen Ofen einmauern, erhitze sie bis zur Rotglut und leitete Wasserdampf aus der Retorte A durch den Flintenlauf. Das entstehende Gas, Wasserstoff, wurde aufgefangen und die Wägung der Nägel nach der Reaktion ergab, dass sie schwerer waren als nach vor der Reaktion. Mit den beschriebenen Experimenten konnte gezeigt werden, dass Wasser eine Verbindung aus Wasserstoff und Sauerstoff und kein Element ist, wie es seit es seit Aristoteles angenommen wurde.

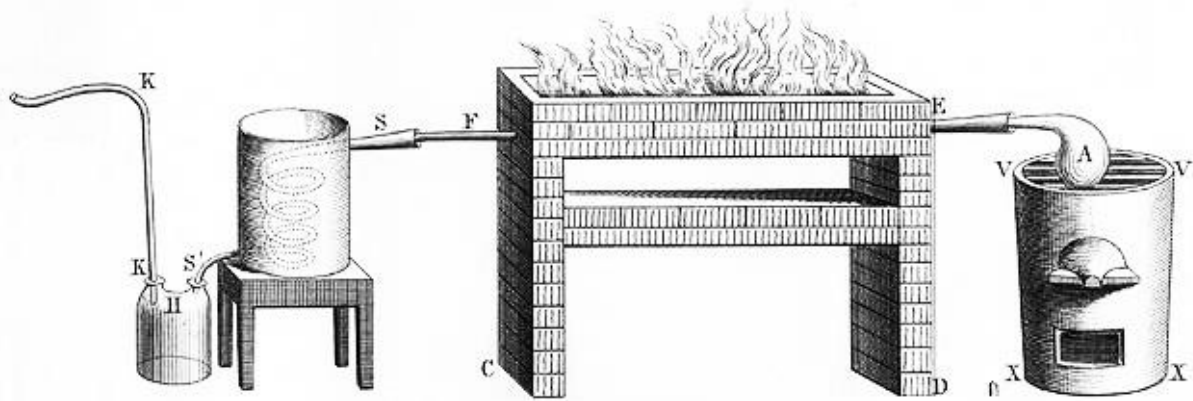


Abb. 10: Lavoisiers Apparat zur Zersetzung von Wasser mit Hilfe eines glühenden Flintenlaufs (von rechts nach links)

Reaktionen mit Sauerstoff können sehr explosiv verlaufen. Im Verbrennungsmotor wird die Explosion eines Benzin-Luft-Gemisches, die durch einen Zündfunken hervorgerufen wird, für den Antrieb von Fahrzeugen genutzt. In einem Modellversuch hat Hans-Dieter Barke dies eindrucksvoll demonstriert:

In einer kleinen mit Sauerstoff gefüllten Kunststoffflasche werden drei Tropfen Benzin durch Schütteln gut mit dem Sauerstoff vermischt. Die Flasche wird umgekehrt auf eine Zündkerze gesteckt (s. nebenstehende Abb. 11). Anschließend wird das Benzin-Sauerstoff-Gemisch mit einem elektrisch erzeugten Funken gezündet. Die Flasche fliegt mit einem lauten Knall weg. Auch diese Reaktion, bei der alle Verbrennungsprodukte gasförmig vorliegen, kann leicht durch das Daltonsche Atommodell zur Umgruppierung von Atomen erklärt werden.

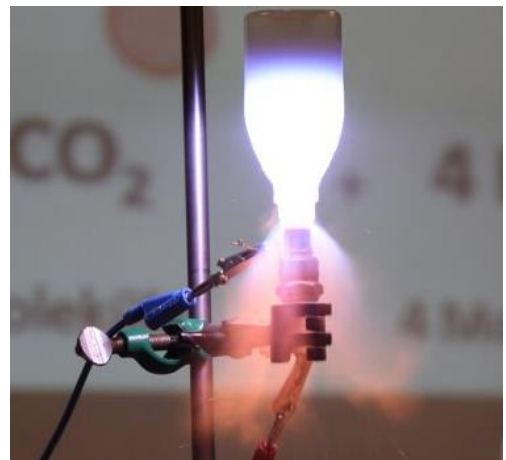


Abb. 11: Explosion eines Benzin-Luft-Gemisches

Wenn Papier angezündet wird, dann bedeutet dies nicht unbedingt, dass es auch verbrennt. Wäscht man einen Geldschein gründlich mit einem Spiritus-Wasser-Gemisch (jeweils gleiche Mengen an Spiritus und Wasser) und hält ihn kurz in eine kleine Flamme (Kerze oder Feuerzeug), dann sieht man außerhalb der Kerzenflamme eine Flamme, die nach kurzer Zeit erlischt. Der Geldschein ist nur etwas feucht, ansonsten aber unversehrt.

Wenn man ein Gemisch, in dem jeweils gleiche Mengen an Alkohol (Ethanol bzw. Spiritus) und Wasser vorhanden sind, auf ein Stück Papier (Geldschein) gibt, dann saugt dieses vor allem das Wasser auf. Der Alkohol verdunstet und beim Anzünden verbrennt nur der Alkohol.

Das Papier beginnt nicht zu brennen, weil unter den Bedingungen des Versuchs seine Entzündungstemperatur nicht erreicht wird. Bevor das Papier zu brennen beginnt muss das vom Papier absorbierte Wasser verdampfen, wozu viel Energie benötigt wird. Damit bleibt das Papier länger feucht als der Alkohol zum Verbrennen benötigt.

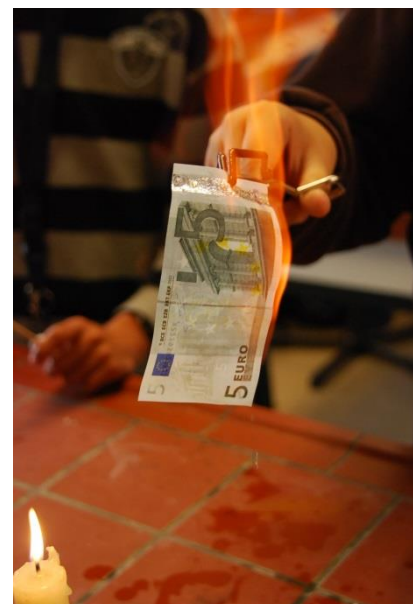


Abb. 12: Brennender Geldschein

Quellen:

1. Dieser Bericht basiert auf dem Vortrag von Hans-Dieter Barke am 11.06.2017 im Vortragssaal des Museums für Natur und Umwelt in Lübeck
2. Verändert nach Thomas Seilnacht, <http://www.seilnacht.com/Lexikon/6Sauerst.htm> (letzter Zugriff: 17.07.2017)
3. Hans-Dieter Barke, Chemiedidaktik – Diagnose und Korrektur von Schülervorstellungen, Springer-Verlag, Berlin Heidelberg 2006, S. 45 (Abb. 3.1.)
4. Hans-Dieter Barke, Struktur der Materie, http://www.uni-muenster.de/imperia/md/content/didaktik_der_chemie/struktur_der_materie_1.pdf (letzter Zugriff: 18.07.2017)

Bildnachweise:

Abb. 1, 4 und 5: H.-D. Barke, Münster

Abb. 2 und 10: aus T. Seilnacht <http://www.seilnacht.com/Lexikon/6Sauerst.htm>

Abb. 3, 6, 7, 8, 9, 11 und 12: W. Czeslik

Prof. Dr. Hans-Dieter Barke wurde 1946 Celle geboren. Er studierte Mathematik und Chemie für das Lehramt an Gymnasien und promovierte nach dem 2. Staatsexamen an der Universität Hannover mit einer Dissertation zur Didaktik der Chemie.

Nach Lehr- und Forschungstätigkeiten an der Universität Hannover, der San Diego State University, der Friedrich-Schiller-Universität Jena wurde Hans-Dieter Barke 1996 zum Professor am Fachbereich Chemie und Pharmazie der Westfälischen Wilhelms-Universität Münster ernannt.

1986 erhielt er den Johann-Friedrich-Gmelin-Preis der Gesellschaft Deutscher Chemiker.