

# Redox-Reaktionen



Marcus Kuntze  
Plöck 68  
69117 Heidelberg



# Inhaltsverzeichnis

Verzeichnis der Tabellen und Abbildungen .....	4
1. Streifzüge durch die Redox-Geschichte .....	5
2. Aufstellen und Lösen von Redox-Gleichungen .....	9
2.1. Redox-Definition .....	9
2.2. Lösen von Redox-Gleichungen .....	9
3. Versuche .....	11
3.1. Reduktionsreaktionen .....	11
3.1.1. Elektrolyse von Wasser .....	11
3.1.2. Reduktion von Kupferoxid mit reduzierender Wasserstoffflamme .....	12
3.2. Oxidationsreaktionen .....	13
3.2.1. Böllerbüchse .....	13
3.2.2. Tanzendes Feuer .....	14
3.2.3. Selbstentzündliche Holzwolle .....	14
3.3. Redox-Systeme .....	17
3.3.1. Funkensprühendes Gemisch aus Zink und Schwefel .....	17
3.3.2. Aluminothermisches Verfahren (Thermit) .....	18
3.3.3. Daniell-Element .....	19
3.3.4. Methylen-Blau .....	20
3.3.5. Landolt-Reaktion .....	21
4. Anhang .....	25
4.1. Internetadressen .....	26
4.2. Quellenverzeichnis .....	27

# Verzeichnis der Tabellen und Abbildungen

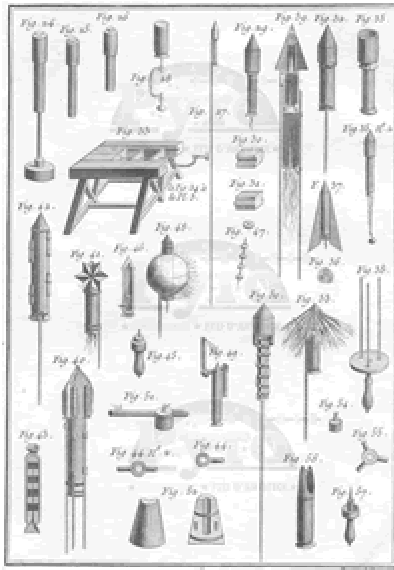
Tabelle 2-1 - wichtigste Oxidationszahlen, die häufigeren sind fett gedruckt.....	9
Tabelle 3-1 – Pipettierschema der 250-ml-Bechergläser .....	22
Tabelle 3-2 – Pipettierschema der 100-ml-Bechergläser .....	22
Abbildung 1-1 - Platon (re.) mit Aristoteles (li.).....	5
Abbildung 1-2 - historisches Feuerwerk .....	5
Abbildung 1-3 - Georg Ernst Stahl .....	5
Abbildung 1-4 - Antoine Lavoisier .....	6
Abbildung 1-5 - Volta hielt Vorlesungen die sogar Napoleon Bonaparte hörte.....	6
Abbildung 1-6 - Dr. William Cruickshank.....	7
Abbildung 1-7 - Sir William Robert Grove .....	7
Abbildung 1-8 - Carl Friedrich Benz .....	7
Abbildung 1-9 - Berta Benz .....	7
Abbildung 1-10 - Salvarsan (Dioxydiamidoarsenobenzol).....	8
Abbildung 1-11 - Paul Ehrlich .....	8
Abbildung 2-1 - Lösen von Redox-Gleichungen .....	10
Abbildung 3-1 - Hofmann'scher Wasserzersetzungsapparat.....	11
Abbildung 3-2 - Versuchsaufbau zum Hantieren mit Gasen .....	12
Abbildung 3-3 - Kondensationsaufbau für Methankondensation .....	14
Abbildung 3-4 - Daniell-Element.....	19
Abbildung 3-5 - benötigte Geräte für Methylenblau-Reaktion.....	20
Abbildung 3-6 - Aufbau der 250-ml-Bechergläser (Landolt) .....	22

# 1. Streifzüge durch die Redox-Geschichte

Die Frage nach den kleinsten Bestandteilen der Körper, nach den Elementen, lässt sich bis in die Antike zurückverfolgen. *Empedokles* (430 v. Chr.) entwickelte die Theorie der unveränderlichen vier Elemente (Feuer, Wasser, Luft, Erde). Seine Definition von „Element“ ging über die Jahre verloren. Die Lehren des *Aristoteles* (384 v. Chr. – 322 v. Chr., vgl. **Abb. 1-1**) betrachteten eine qualitativ einheitliche Urmaterie, die aus vier gegensätzliche Qualitäten (kalt-warm, trocken-feucht) bestand. Nach Aristoteles Ansichten war die Urmaterie wandelbar.



**Abbildung 1-1 - Platon (re.) mit Aristoteles (li.)**



**Abbildung 1-2 - historisches Feuerwerk**

Redox-Reaktionen veränderten im Lauf der Jahrhunderte durch immer neue Erfindungen und Verbesserungen die Lebensqualität der Menschen. Feuerwerke (vgl. **Abb. 1-2**) wurden zur Unterhaltung eingesetzt. Schon im alten China wurde im 8./9. Jh. das Feuerwerk erfunden und um 1100 wurde Schießpulver als Treibmittel für Raketen verwendet. Nach allgemeinem Glaube erfand der Franziskaner-Mönch Berthold Schwarz das Schießpulver, daher auch der Name des ältesten explosiven Pulvers (Schwarzpulver). Tatsächlich wurde das Schwarzpulver um 1400 von Schwarz wiederentdeckt. Die Kunst des Pyrotechnikers gelang wahrscheinlich ausgehend von China über Vorderasien nach Griechenland und Italien zu uns.

Der doppelte Reaktionsmechanismus bei chemischen Prozessen und die chemische Umwandlung als ein aus mehreren Teilen bestehender Gesamtprozess wurde von *Georg Ernst Stahl* (1660 – 1734, vgl. **Abb. 1-3**) im 18. Jh. zum ersten Mal erkannt. Georg Ernst Stahl gilt als Hauptbegründer der Phlogistontheorie, in der er die These vertrat, dass alle Verbindungen aus verschiedenen Korpuskeln in einem unterschiedlichen Grad der Strukturiertheit aufgebaut sind, so dass man bei einer chemischen Zersetzung diese unterschiedlichen Teilchen letztlich auch wieder herausholen kann. Die Phlogistonkorpuskeln werden beim Erhitzen aus ihrer ursprünglichen Verbindung hinausgeschleudert und im Falle der Reduktion verbinden sich die Phlogistonkorpuskeln der Kohle wieder mit dem Metallkalk und reduzieren es zu Metall. Als Metallkalk galten damals alle Metalle, die mit Sauerstoff reagiert hatten.



**Abbildung 1-3 - Georg Ernst Stahl**



Abbildung 1-4 - Antoine Lavoisier

*Antoine Lavoisier* (1734 – 1794, siehe **Abb. 1-4**) entdeckte das Element Sauerstoff (1774) und erforschte es sehr intensiv. Durch Versuche mit dem Verbrennen von Zinn im geschlossenen Raum gab er eine korrekte Erklärung der Oxidationsphänomene. Bei diesem Zinnversuch wird Zinn in einem geschlossenen Raum entzündet und verbrannt. Die Gesamtmasse des geschlossenen Raumes und des verbrannten Zinns ergibt keine Änderung. Beim Öffnen des Gefäßes dringt so viel Luft nach, wie das zuvor gewogene Zinn an Gewicht zugenommen hatte. Somit ergibt sich in gegensätzlicher Meinung zu der Phlogistontheorie von Stahl dass alle Verbrennungsvorgänge Vereinigungsprozesse sind. Lavoisier stellte 1785 den Massenerhaltungssatz auf.



Abbildung 1-5 - Volta hielt Vorlesungen die sogar Napoleon Bonaparte hörte



Abbildung 1-6 - Dr. William Cruickshank

Der Übergang vom barocken Zeitalter in die Klassik läutete das Zeitalter des transportierbaren elektrischen Stromes ein. Nachdem *Galvani* (1737 – 1798) 1791 die „Tierelektrik“ entdeckte, erfand *Alessandro Volta* (1745 – 1827, vgl. **Abb. 1-5, S. 3**) das Voltaische Element. Der Weg zur Erfindung der Batterie war geebnet. Die erste, für die Massenproduktion geeignete, Batterie wurde von *Dr. William Cruickshank* (1745 – 1827, vgl. **Abb. 1-6**) 25 Jahre vor seinem Tod in England erfunden. Er benutzte Kupfer- und Zinkplatten, die er zusammenlötete und in eine lange rechteckige Kiste setzte, die mit Mörtel abgedichtet wurde. Als Elektrolyt wurde Salzlauge oder verdünnte Säure verwendet. Diese Batterien waren Primärelemente. Der erste Akkumulator (Blei-Säure-Akku) wurde von *Panté* erst im Jahr 1859 in Frankreich erfunden.

Im Jahr 1839 erfand *Sir William Robert Grove* (1822 – 1896, vgl. **Abb. 1-7**) die Brennstoffzelle. Seine „Galvanische Gasbatterie“ bestand aus zwei Platinelektroden, die in Schwefelsäure getaucht wurden. Um diese wurden Wasserstoff und Sauerstoff gespült. Er erkannte, dass bei der „kalten Verbrennung“ von Sauerstoff und Wasserstoff zu Wasser Strom erzeugt werden konnte. Die messbare Spannung und der Stromfluss der Brennstoffzelle waren jedoch zu gering, so dass sie sich nicht gegen die Erfindung des Elektrodynamo oder des Verbrennungsmotors durchsetzen konnte. *Wilhelm Ostwald* (1853 – 1932), Direktor des ersten Lehrstuhls für physikalische Chemie in Leipzig, erkannte jedoch schon 1887 das Potenzial von Groves Brennstoffzelle.

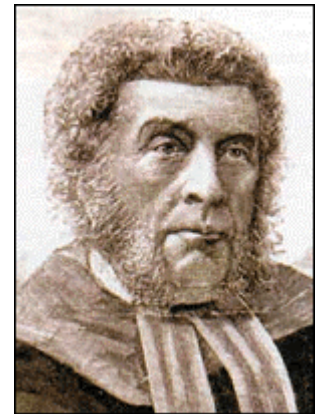


Abbildung 1-7 - Sir William Robert Grove



Abbildung 1-8 - Carl Friedrich Benz

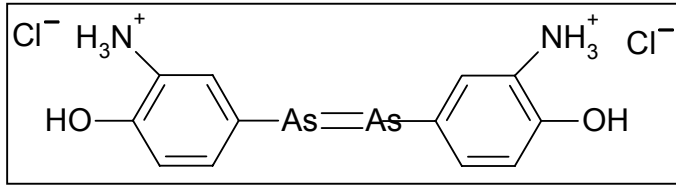
Einige Jahre verstrichen, bis das Automobil von *Carl Friedrich Benz* (1844 – 1929, vgl. **Abb. 1-8**) erfunden wurde. Carl Benz konstruierte 1877 als studierter Maschinenbauer einen 1-PS-Gasmotor im 2-Takt-System. 1880 war der erste von Benz entwickelte Motor betriebsbereit und die Produktion stationärer 1-PS- und bald darauf 4-PS-Gasmotoren lief an.

Nur durch seine *Frau Berta Benz* (1849 – 1944, vgl. **Abb. 1-9**) gelangte der „Patentmotorwagen“ ihres Mannes zu seiner Berühmtheit. Im Jahre 1888 unternahm Berta Benz die erste Automobilfernfahrt mit dem frisch konstruierten Wagen ihres Mannes ohne seine Zustimmung von ihrem Wohnort Mannheim nach Pforzheim zu ihrer Mutter. Ihr Mann musste sich eingestehen: „Sie war wagemutiger als ich und hat eine für die Weiterentwicklung des Motorwagens entscheidende Fahrt unternommen.“



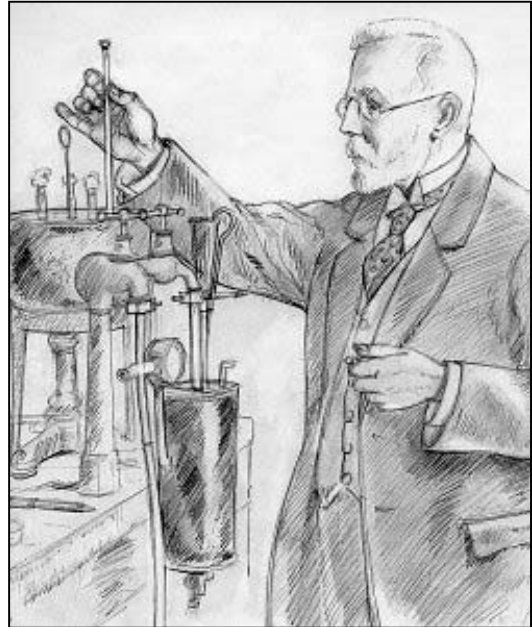
Abbildung 1-9 - Berta Benz

Anfang des 20. Jahrhunderts wurden Redox-Reaktionen für medizinische Zwecke ausgenutzt. *Paul Ehrlich* (1854 – 1915, vgl. **Abb. 1-11**) gilt als Begründer der Experimentellen Medizin und der modernen Chemotherapie. Paul Ehrlich entwickelte das erste wirksame Chemotherapeutikum Salvarsan.



**Abbildung 1-10 - Salvarsan (Dioxydiamidoarsenobenzol)**

Salvarsan (siehe **Abb. 1-10**) fand 1907 gegen die „weiße Pest“ (Syphilis) Verwendung bis es von dem von Alexander Fleming gefundenen Antibiotikum Penicillin abgelöst wurde. Die Wirkung gegen Spirochaeten beruht auf einer Redox-Reaktion. Zur Zeit Ehrlichs wurde verstärkt die Seitenkettentheorie geprägt und angewandt. Salvarsan kommt von lat. Salva = heilen und Arsen. Dieses Salvarsan war in der toxischen Wirkung deutlich geringer als das damals alternativ gegen Syphilis verabreichte Quecksilberpräparat. Paul Ehrlich studierte Medizin. Seine wirkliche Leidenschaft war jedoch die Chemie.



**Abbildung 1-11 - Paul Ehrlich**

## 2. Aufstellen und Lösen von Redox-Gleichungen

### 2.1. Redox-Definition

Der **klassische Oxidationsbegriff** geht von chemischen Reaktionen aus mit beteiligtem Sauerstoff. Eine andere Betrachtungsweise der Oxidation ergibt sich aus der Beobachtung, dass Eisenwolle nicht nur in Sauerstoff, sondern auch in Chlorgas verbrennt. Dabei bildet sich gelbes Eisenchlorid. So musste eine erweiterte Definition für Oxidation entwickelt werden, nach dieser eine Oxidation die Abgabe von Elektronen ist. Der oxidierte Stoff ist somit Elektronendonator.

Der **klassische Reduktionsbegriff** behandelt Reaktionen, bei denen Sauerstoff aus einem Oxid entrissen wird. Durch die Einführung einer erweiterten Definition für Oxidation musste auch eine erweiterte Definition für Reduktionen eingeführt werden. Somit handelt es sich nach moderner Auffassung bei Reduktionen um Reaktionen bei denen Elektronen aufgenommen werden.

Eine Oxidation geht immer mit einer Reduktion einher und eine Reduktion immer mit einer Oxidation. Beide Reaktionen bilden zusammen eine **Redox-Gleichung**. Der Austausch für Elektronen setzt einen Donor und einen Akzeptor voraus.

Reduktionsmittel sind Elektronendonatoren und werden bei Redoxreaktionen reduziert. Oxidationsmittel sind Elektronenakzeptoren und werden bei der Redoxreaktion oxidiert.

### 2.2. Lösen von Redox-Gleichungen

Redox-Gleichungen können aus den Teilgleichungen durch Anwendung des unten angeführten Schemas gelöst werden. Hierbei muss berücksichtigt werden, dass die unterschiedliche Stöchiometrie der Teilreaktionen ausgeglichen werden muss.

Im *ersten Schritt* werden die Oxidationszahlen bestimmt. Die Bestimmung der Oxidationszahlen der Hauptelemente erfolgt durch die Bestimmung der Oxidationszahlen der Substituenten. Dabei haben Elemente immer die Oxidationszahl 0. **Tab. 2-1** zeigt die wichtigsten Oxidationszahlen einiger Substituenten.

Atom	H	O	C	Zn	Pb	S	N	P	F	Cl	Br	I	At	Kr	Ce
<b>Oxidationszahl</b>	1	-2	-4	+2	+2	+6	-3	+5	-1	-1	-1	-1	-1	+2	+2
	-1	-1	+4		+4	+4	+5	+3		+1	+1	+1	+1		+4
			+2			+2	+4	-3		+3	+3	+3	+3		+6
						-2	+3			+5	+5	+5	+5		
							+2			+7	+7	+7	+7		

Tabelle 2-1 - wichtigsten Oxidationszahlen, die häufigeren sind fett gedruckt.

Im *nächsten Schritt* wird die Elektronenbilanz für die Teilreaktionen aufgestellt, d. h. die Abgabe und Aufnahme der Elektronen in den Redox-Reaktionen werden getrennt voneinander aufgeschrieben. *Danach* erfolgt der Ladungsausgleich, d. h. beide Gleichungen werden mit der korrekten Elektronenanzahl richtig gestellt.

Nun hat man meistens schon die korrekte Stöchiometrie errechnet. Sind noch positive oder negative Ladungen übrig, werden sie mit Alkalimetallen, Wasser, oder OH<sup>-</sup>-Ionen auf der Produktseite ausgeglichen. Mit diesem Schema lassen sich selbst komplizierte Redox-Gleichungen lösen.

**Abb. 2-1** erläutert das Schema mit dem Beispiel der Oxidation von Iodidionen in Eisenchlorid-Lösung.

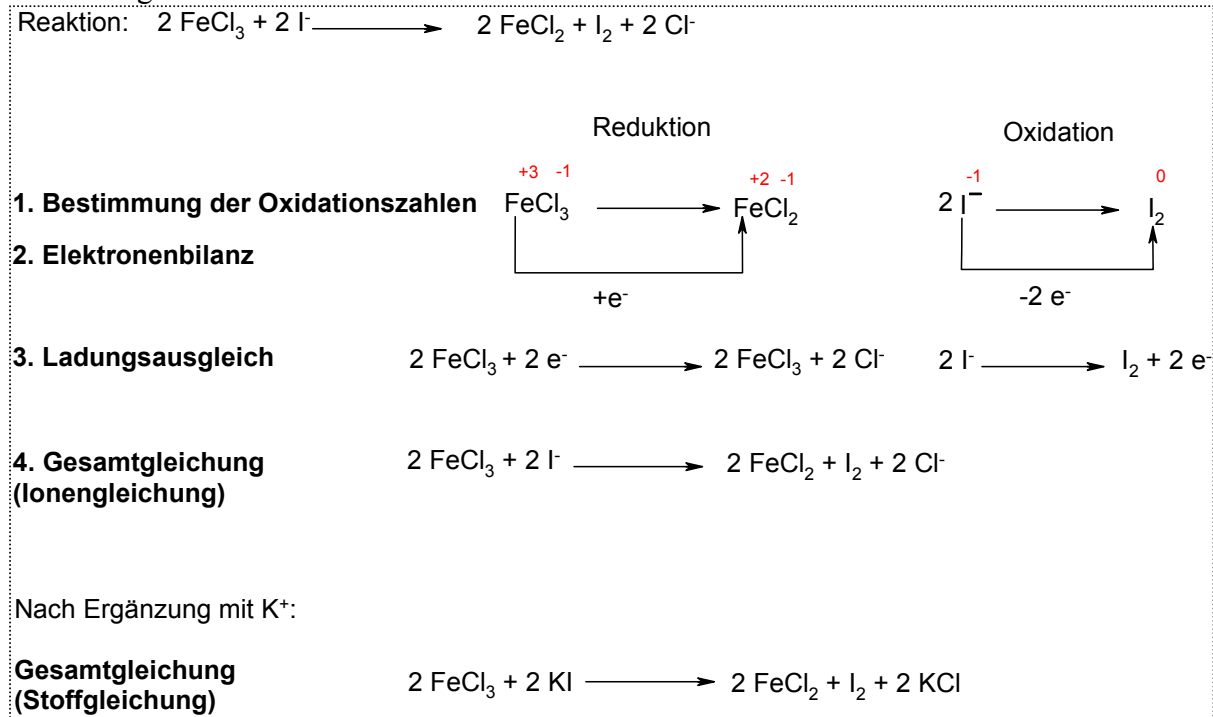


Abbildung 2-1 - Lösen von Redox-Gleichungen

## 3. Versuche

### 3.1. Reduktionsreaktionen

#### 3.1.1. Elektrolyse von Wasser

- Chemikalien**
- Wasser
  - verdünnte H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- Geräte**
- Hofmann'scher Wasserzersetzungsapparat (siehe **Abb. 3-1**)

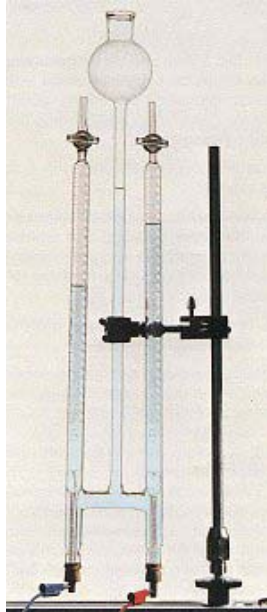


Abbildung 3-1 - Hofmann'scher Wasserzersetzungsapparat

- Reagenzglas
  - Holzspan
- Versuch**
- Der Wasserzersetzungsapparat wird mit Wasser, dem ein bisschen H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> zugesetzt wurde, befüllt. Die verdünnte Schwefelsäure erhöht die Leitfähigkeit des Wassers und beschleunigt die Wasserzerersetzung. Nun wird eine Spannung von ca. 4 V angelegt. Nach erfolgreicher Gasentwicklung kann man das entstandene Gas in das Reagenzglas leiten. Mit dem an der Anode entstandenen Gas wird die Glimmspanprobe, mit dem an der Kathode entstandenen Gas die Knallgasprobe durchgeführt.
- Chemie**
- Wasser zersetzt sich nach Anlegen einer Spannung durch den Anodenstrom nach Gl. (1):
- $$2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \quad (1)$$
- An der Kathode entsteht genau doppelt so viel Gas wie an der Anode. Der reduzierende Anodenstrom ist das stärkste Reduktionsmittel, das die Chemie kennt.
- Entsorgung**
- Das im Hofmann'schen Wasserzersetzungsapparat verbleibende angesäuerte Wasser kann über den Abfluss entsorgt werden.

### 3.1.2. Reduktion von Kupferoxid mit reduzierender Wasserstoffflamme

**Sicherheitshinweis** Beim Handhaben von Wasserstoff sind einige elementare Regeln zu beachten, die grundsätzlich für die Arbeit mit allen brennbaren Gasen, aber auch mit Stoffen, welche wie Ether verdampfen, gelten.

Grundsätzlich sollte beim offenen Hantieren mit Gasen keine Flamme in der Nähe sein. Muss man die Gase wie im vorliegenden Versuch jedoch erhitzen, so muss auf absolute Abwesenheit von Sauerstoff geachtet werden. Zur Prüfung wird üblicherweise die Knallgasprobe durchgeführt: Brennt das Gas ruhig ab, so kann man davon ausgehen, dass das Gas sauerstofffrei ist. Die Knallgasprobe ist jedoch relativ unzuverlässig. Deshalb ist es besser, den Reaktionsraum eine Minute lang mit dem Wasserstoff auszuspülen.

#### Chemikalien

- CuO-Blech
- Wasserstoff-Druckgaszylinder
- Eisenwolle oder Kupferlitze

#### Geräte

- 2 ausgezogene Glasrohre (siehe **Abb. 3-2**)
- 1 Verbrennungsrohr
- 2 Gummistopfen (durchbohrt) in der Größe des Verbrennungsrohres
- 2 Schlauchschellen
- Druckminderer
- Feuerzeug
- Gummischlauch
- Stativ
- Stativmaterial
- Tiegelzange

#### Versuch

Das CuO-Blech wird durch Oxidation eines Kupferbleches in der offenen Bunsenbrennerflamme hergestellt.

Die intakten Schläuche passend zu den Glasrohren wählen und mit Schlauchschellen befestigen. Der Zuführungsschlauch wird auf der Tischplatte fixiert.

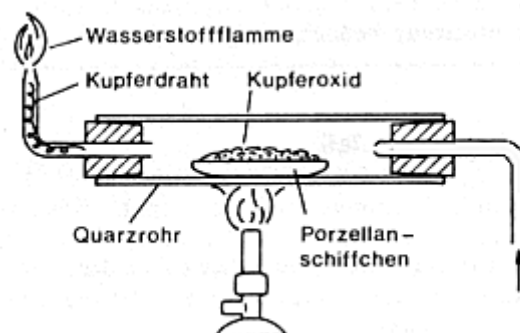


Abbildung 3-2 - Versuchsaufbau zum Hantieren mit Gasen

Der Wasserstoffstrom wird grob eingeregelt, bevor der Gasschlauch an die Apparatur angeschlossen wird, sonst kann der innere Gasdruck Stopfen lockern oder die Apparatur zerlegen. Feinregulierung darf bei geschlossener Apparatur nur vorgenommen werden, wenn das Ventil entsprechend in Ordnung ist.

Während des Versuches wird das Gas am ausgezogenen Glasrohr (vgl.

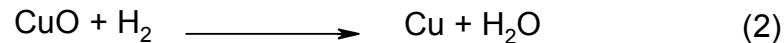
Abb. 3-2) entzündet. Die Gaszufuhr ist so einzuregeln, dass die Flamme mindestens 5 cm hoch ist. Das Zurückschlagen der Flamme in die Apparatur wird verhindert, indem man in das ausgezogene Glasrohr sowie in die Zuleitung Kupferlitze oder Eisenwolle hineinsteckt (Prinzip der Davyschen Grubenlampe).

Das CuO-Blech wird mit der Tiegellange in die entzündete Wasserstoffflamme gehalten.

An der Stelle, an der die Flamme ansetzt wird das CuO-Blech wieder blank.

**Chemie**

Kupferoxid wird zu Kupfer nach Gl. (2) reduziert.

**Entsorgung**

Das Kupferblech wird in den Entsorgungsbehälter für Cu-Feststoffabfälle gegeben.

## 3.2. Oxidationsreaktionen

### 3.2.1. Böllerbüchse

**Sicherheitshinweis** Wasserstoff ist ein hochentzündliches Gas, das mit Luft (Explosionsgrenzen in Luft 4-75 %) explosionsartig reagieren kann.

**Chemikalien**

- Wasserstoff-Druckglaszylinder

**Geräte**

- Druckminderer
- Alte Kaffee- oder Nahrungsmittel-Dose, unten durchlöchert,  $\varnothing$  des Loches ca. 2 mm
- Uhrglas,  $\varnothing$  5 cm
- Kleines Reagenzglas
- PVC-Schlauch
- Großes Stativ
- 3 Muffen
- 3 Stativklammern/Kettenklemmen

**Versuch**

Die alte Kaffee-Dose wird mit 2 Stativklammern/Kettenklemmen senkrecht eingespannt. Das kleine Loch wird mit dem Uhrglas bedeckt. Den Schlauch schließt man an den Druckminderer an. Von unten führt man den Schlauch in die Dose ein und füllt mit Wasserstoff. Das ausströmende und entzündete Wasserstoffgas zieht von unten her Luftsauerstoff nach. Nach einem langgedehnten Heulen kommt es zu einer kleinen Knallgasexplosion in der Dose.

**Chemie**

Wasserstoff und Sauerstoff setzen sich in einer stark exothermen Knallgasreaktion zu Wasser um (vgl. Gl. (3)).



$$\Delta H = - 241,8 \text{ kJ/mol}$$

### 3.2.2. Tanzendes Feuer

**Sicherheitshinweis** Schutzbrille und Schutzhandschuhe tragen. Mischungen aus Methan und Luft sind explosiv. Feuerlöscher unbedingt bereit halten!

- Chemikalien**
- Flüssiger Stickstoff
  - Methan-Druckgaszylinder
- Geräte**
- Dewargefäß
  - Stativ
  - Klammer
  - Muffe
  - 2 große Reagenzgläser
  - Glasrohr
  - Gummischlauch
  - Schutzbrille
  - Schutzhandschuhe
  - 10 ml Wasser zum Eichen
  - Laboredding

**Versuch** In einem der beiden Reagenzgläser wird vorher 10 ml Wasser zum Eichen gegeben. Der Meniskus des Wassers dient als Markierungslinie für das andere Reagenzglas. Die Markierungslinie wird mit einem bunten Farbstift gezogen.

Man befestigt das markierte Reagenzglas mit der Klammer und Muffe am Stativ und kühlt die untere Hälfte des Reagenzglases durch Absenken in den flüssigen Stickstoff im Dewargefäß. Noch während des Einleitens reicht das Glasrohr bis zum Boden des Reagenzglases. Man kondensiert etwa innerhalb von 5 min. 10 ml Methan bis zur Markierung ein. Das Kondensieren des Methans macht sich durch ein charakteristisches Blubbern bemerkbar. Nach dem Einleiten des Methans muss das Reagenzglas sofort aus dem flüssigen Stickstoff genommen werden, damit auch der Luft kein Sauerstoff einkondensiert. (Der Siedepunkt des Methans beträgt  $-164\text{ °C}$  und der des Sauerstoffs  $-183\text{ °C}$ .) Ebenfalls sofort entfernt werden Schlauch und Einleitungsrohr aus dem Reagenzglas. Das nicht mehr gekühlte, am Stativ hängende Reagenzglas wird dann am oberen Rand mit einem Feuerzeug angezündet. Die brennende Methanflamme ist je nach Verdampfungsgeschwindigkeit 2 – 25 cm hoch.

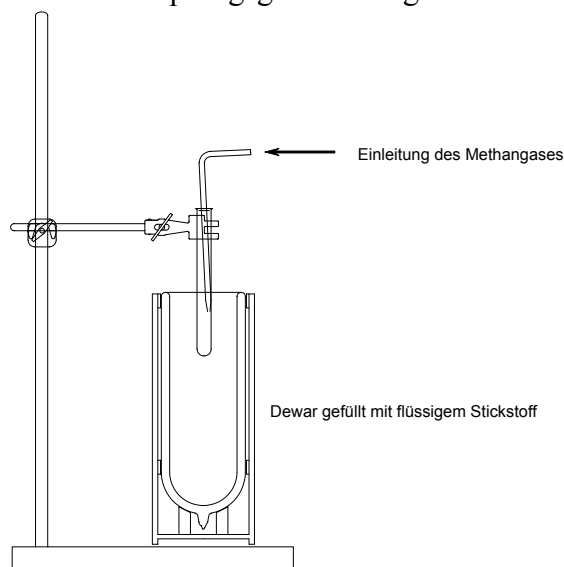


Abbildung 3-3 - Kondensationsaufbau für Methankondensation

Man verdunkelt etwas den Raum, löst die Muffe und gießt das brennende Methan durch Neigen des Reagenzglases in etwa 10 cm Höhe langsam auf den Labortisch. Es muss auf jeden Fall ein Tisch mit Rand sein, damit das flüssige Methan nicht an den Seiten herunterlaufen kann. Das Experiment kann man auch auf einem glatten PVC-Fußboden durchführen, wenn sich keine Personen und brennbaren Gegenstände in unmittelbarer Nähe befinden. Wie sich das flüssige Methan auf dem Boden verteilt, kann man vorher mit der entsprechenden Menge flüssigen Stickstoffs ausprobieren. Die brennenden Methantropfen bewegen sich nahezu reibungslos auf der Tischoberfläche, weil sich zwischen den flüssigen Tropfen und der Unterlage eine dünne Gashaut bildet, welche die Kälte schlecht leitet. Dies ist als *Leidenfrost*-Phänomen (Johann Gottlieb Leidenfrost, Arzt und Physiker, 1715 – 1794) bekannt. Das Phänomen beruht auf einer Gashaut, auf der der Wassertropfen scheinbar schwebend über die Tischplatte gleitet. Gleiches Prinzip als ein auf einer heißen Herdplatte gleitender Wassertropfen. Zwischen Platte und Tropfen befindet sich eine Gashaut.

**Chemie**

Methan verbrennt mit Luftsauerstoff entsprechend Gl. (4).



### 3.2.3. Selbstentzündliche Holzwolle

**Sicherheitshinweis** Natriumperoxid ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) unterhält die Flamme und ist ätzend!

**Chemikalien**

- Holzwolle oder –späne
- Natriumperoxid gekörnt
- Mineral- oder Leitungswasser

**Geräte**

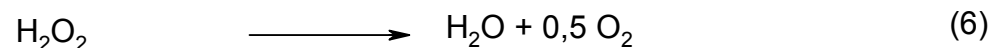
- 1-l-Becherglas
- feuerfeste Unterlage
- Schutzbrille
- Schutzhandschuhe

**Versuch**

Bereits vor der Vorführung überschichtet man eine größere Menge Holzwolle oder –späne im Becherglas mit zerstoßenem Natriumperoxid. Im Augenblick der Vorführung übergießt man den Becherinhalt mit ein wenig Mineralwasser (von dem man vorher vor den Augen des Publikums einige Schlucke getrunken hat). In ganz kurzer Zeit fängt die Holzwolle Feuer und brennt in Sekundenschnelle ab.

**Chemie**

Das thermisch relativ stabile Natriumperoxid  $\text{Na}_2\text{O}_2$  setzt sich mit Wasser in rascher stark exothermer Reaktion zu Natronlauge und Wasserstoffperoxid um (vgl. Gl. (5)), wobei sich die Holzwolle selbst entzündet.



Das gebildete Wasserstoffperoxid (vgl. Gl (6)) disproportioniert in der Wärme schnell zu Wasser und Sauerstoff, der die Verbrennung unterhält und fördert.

Da der Brennstoff Holzwolle eine große Oberfläche bietet, erfolgt die Reaktion extrem rasch. Es sei noch vermerkt, dass der französische Chemiker L. J. Thénard 1818 erstmals Wasserstoffperoxid durch die Umsetzung von  $\text{BaO}_2$  mit Mineralsäure erhielt. Im Sinne von Gl. (7) nutzt man Natriumperoxid in Atemgeräten der Feuerwehr und in U-Booten zum  $\text{CO}_2/\text{O}_2$ -Austausch.

## 3.3. Redox-Systeme

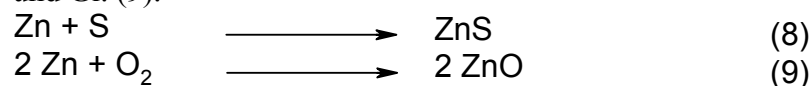
### 3.3.1. Funkensprühendes Gemisch aus Zink und Schwefel

**Sicherheitshinweis** Das Tragen einer Schutzbrille und von Handschuhen ist dringend erforderlich. Wegen der starken Rauchentwicklung soll der Versuch nur in einem gut belüfteten Raum gezeigt werden. Die verwendeten Mengen sind dabei unbedingt der jeweiligen Raumgröße anzupassen und gegebenenfalls entscheidend zu reduzieren!

<b>Chemikalien</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ 10 g Schwefelblume</li> <li>▪ 20 g Zinkpulver</li> </ul>
<b>Geräte</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Erlenmeyerkolben</li> <li>▪ Isoplanplatte (ca. 30 x 30 cm)</li> <li>▪ Dicker Eisendraht (ca. 30 cm lang)</li> <li>▪ Spatel</li> <li>▪ Bunsenbrenner</li> </ul>

**Versuch** In einem trockenen Erlenmeyerkolben vermischt man durch vorsichtiges Schütteln das Zink- mit dem Schwefelpulver und formt anschließend aus der weitgehend einheitlichen Mischung auf der Isoplanplatte einen kleinen Kegel. Mit einem in der Flamme des Bunsenbrenners zum Glühen gebrachten Eisendraht berührt man das Zink-Schwefel-Gemisch. Nach anfänglichem Schmelzen des Schwefels startet die Reaktion unter starker Flammerscheinung und Funkensprühen, begleitet von kräftigem Zischen und Qualmen.

**Chemie** Zink setzt sich in einer exothermen Reaktion mit Schwefel zu Zinksulfid und mit Sauerstoff zu Zinkoxid um. Die leicht gelbe Farbe der Reaktionsprodukte beruht auf der Tatsache, dass sich Zinkoxid beim Erhitzen gelb verfärbt, was auf den Austritt von Sauerstoff aus dem Kristallgitter zurückzuführen ist. In einer Nebenreaktion kann Schwefel mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid verbrennen. Die Reaktionen verlaufen nach Gl. (8) und Gl. (9).



**Entsorgung** Die Verbrennungsrückstände werden als anorganischer Sondermüll entsorgt.

### 3.3.2. Aluminothermisches Verfahren (Thermit)

**Sicherheitshinweis** Die Chemikalien müssen völlig trocken sein, weil sonst die Mischung herausgeschleudert und es zu lebensgefährlichen Verbrennungen kommen kann! Der Versuch verläuft so heftig, dass es zum Herausspritzen von Eisenkügelchen kommen kann. (→ Unbedingt im Abzug arbeiten und 5 m Abstand halten). Kein brennendes Material in der Nähe belassen (Gasschläuche fernhalten).

Unter den angegebenen Bedingungen (vor allem: kleines Reaktionsgefäß verwenden) kann der Versuch im Klassenraum durchgeführt werden. Auf keinen Fall aus der Nähe in den Topf hineinsehen! Die Mischung neigt auch noch Minuten nach dem Zündversuch zur Reaktion

#### Chemikalien

- Gut getrocknetes Eisen(II)-oxid
- Bariumoxid
- Aluminium-Grieß
- Magnesiumspäne
- Sternenregen

#### Geräte

- Schutzbrille
- Schutzhandschuhe aus Leder
- Blumentopf (Höhe 8-10 cm)
- Papprohr ( $\varnothing$  1-2 cm)
- Aluminiumfolie
- Stativ
- Ringklammer
- Feuerfeste Unterlage (Kachel) oder besser Schale mit Sand
- Tiegelzange
- Hammer
- Magnet
- Sand

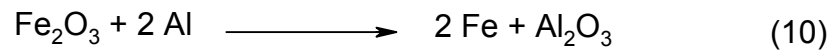
#### Versuch

20 g Eisenoxid (noch besser ein Gemisch aus Eisen(II/III)-oxid) und 7 g Aluminium werden eingewogen und beide sorgfältig vermischt. Verschluss ist diese Mischung lange Zeit stabil. In den Blumentopf gibt man zum Abdecken des Wasserablaufs etwas Aluminiumfolie. Ein Papprohr ( $\varnothing$  1-2 cm) wird in die Mitte des Topfes gestellt, außen herum wird mit Sand aufgefüllt. Nun wird das Rohr mit dem Thermit-Gemisch aufgefüllt. Darauf wird ein Zündgemisch aus 3 g Magnesiumspänen verrieben mit 1 g Bariumoxid gegeben. Unter den mittels Ringklammer befestigten Topf stellt man am besten eine feuerfeste Schüssel, die mindestens 10 cm hoch mit Sand gefüllt ist. Zum Zünden steckt man den Sternenregen in das sich im Rohr befindliche Aluminium/Eisen/Barium/Magnesium-Gemisch. Sobald die Reaktion beginnt, sollte ein Sicherheitsabstand von 5 m eingehalten werden.

Es wird eine heftige Reaktion mit Funkenbildung und großer Hitzeentwicklung (2000 °C) beobachtet. Aus dem Blumentopf tropft eine flüssige Masse in den Sand und bildet dort einen glühenden Regulus. Nach dem Abkühlen zerschlägt man den Regulus mit einem Hammer auf einer festen Unterlage, damit Schlacke und Eisen voneinander getrennt werden. Das Eisen kann mit einem Magneten identifiziert werden.

#### Chemie

Das unedlere Aluminium reduziert das  $\text{Fe}^{3+}$  zum elementaren Eisen und wird dabei zum  $\text{Al}^{3+}$  oxidiert. Die Reaktion verläuft nach Gl. (10).



**Entsorgung** Das entstandene Eisen und die Schlacke können im Restmüll entsorgt werden.

### 3.3.3. Daniell-Element

**Chemikalien**

- Kupferblech
- Zinkblech
- Kupfersulfatlösung (c = 1 M)
- Zinksulfatlösung (c = 1 M)
- Filterpapier
- Kaliumnitratlösung (c = 1 M)

**Geräte**

- 2 Bechergläser (100 ml)
- Kabel
- Krokodilklemmen
- Messgerät

**Versuch**

Die Bleche werden über das Messgerät verbunden. Das Kupferblech wird in die Kupfersulfatlösung und das Zinkblech in die Zinksulfatlösung getaucht. Der Stromkreis muss geschlossen werden, dafür wird ein Streifen Filterpapier in Kaliumnitratlösung getränkt und die beiden Enden werden in je ein Becherglas in die Lösungen getaucht. Nun kann die Spannung am Messgerät abgelesen werden.

**Chemie**

Das Daniell-Element (**siehe Abb. 3-3**) liefert aufgrund der nach Gl. (11) ablaufenden Redoxreaktion 1,1 Volt. Das Zink wird oxidiert und geht in Lösung, das Kupfer wird reduziert und scheidet sich an der Kupferelektrode ab.

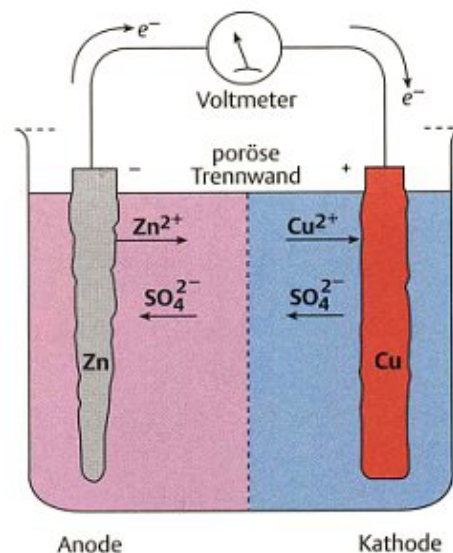
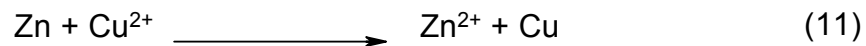


Abbildung 3-4 - Daniell-Element

**Entsorgung**

Die Kupfersulfatlösung sowie die Zinklösung werden in den Behälter für flüssige Schwermetallabfälle gegeben.

### 3.3.4. Methylen-Blau

**Sicherheitshinweis** Natriumhydroxid ist stark ätzend.

**Chemikalien**

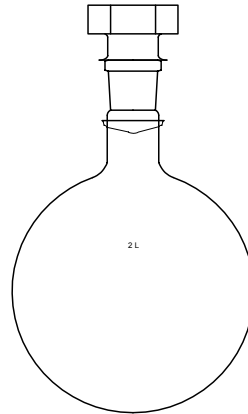
- Glucose
- NaOH in Plätzchen
- Destilliertes Wasser
- Wässrige Methylenblaulösung (0,2%ig)

**Geräte**

- 2-l-Rundkolben mit Gummistopfen
- Korkring
- Thermometer
- Dreifuss mit Drahtnetz
- Stativ und Halterung
- Stoppuhr
- Schutzbrille
- Schutzhandschuhe

**Versuch**

In den Rundkolben wird 10 g festes NaOH in 750 ml Wasser eingetragen, es werden 40 g Glucose hinzugefügt. Danach wird alles mit 10 ml Methylenblaulösung versetzt und der Kolben wird mit dem Stopfen verschlossen. Schüttelt man nun kräftig, so wird die anfangs farblose Lösung tiefblau, bis sie sich nach kurzer Zeit wieder entfärbt. Nun kann gezeigt werden, dass die Abklingzeit der Färbung direkt von der Anzahl der Schüttelungen abhängt; das lässt sich graphisch instruktiv durch Auftragen der Schütteloperation von der gestoppten Zeit darstellen. Erhitzt man das System um jeweils 10 °C auf maximal 50 °C, so vollzieht sich der Farbwechsel in wesentlich kürzeren Intervallen in deutlicher Abhängigkeit von der erreichten Temperatur. Bei allen Versuchen ist durch regelmäßiges Öffnen des Kolbens für ausreichend Sauerstoff zu sorgen.

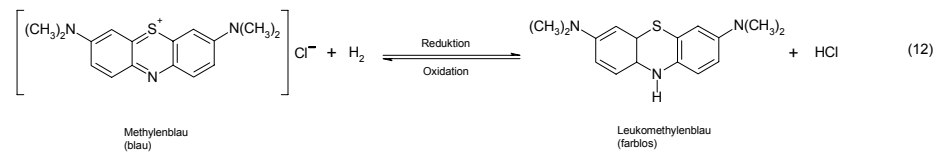


**Abbildung 3-5 - benötigte Geräte für Methylenblau-Reaktion**

**Chemie**

Die Glucose reduziert das Methylenblau zum Leukofarbstoff und wird dabei selbst zu Gluconsäure oxidiert, die im vorliegenden alkalischen Milieu in die wässrige Lösung des Natriumgluconats übergeht (vgl. Gl. (12)). Das Schütteln des Rundkolbens aktiviert den Luftsauerstoff, der den Leukofarbstoff in das Methylenblau umwandelt; je häufiger man schüttelt, desto länger bleibt die Blaufärbung erhalten. Entsprechend einer Regel der chemischen Kinetik bewirkt Temperaturerhöhung von 10 °C eine je nach Reaktionstyp zwei- bis vierfach höhere Reaktionsgeschwindigkeit, wie sich in diesem Versuch in der deutlich verkürzten Abklingzeit für die Entfärbung zeigt. Durch Auftragen der Isothermen der einzelnen Schütteloperationen in ein Koordinatensystem lassen sich

die Reaktionsgeschwindigkeiten in diesem gekoppelten Redoxprozess gut vergleichen. Bei Temperaturen oberhalb 50 °C treten komplexe Oxidationsvorgänge auf, die eine einfache Kontrolle nicht mehr erlauben.

**Entsorgung**

Das Reaktionsgemisch wird neutralisiert und über das Abwassernetz entsorgt.

### 3.3.5. Landolt-Reaktion

**Sicherheitshinweis** Konzentrierte Schwefelsäure wirkt ätzend, Kaliumjodat unterhält die Flamme, Natriumdisulfit ist gesundheitsschädigend und kann allergische Reaktionen bedingen. Natriumdisulfit ist Reizmittel für Augen und Haut.

**Chemikalien**

- destilliertes Wasser
- KIO<sub>3</sub>-Lösung
- Natriumdisulfit
- Wasserlösliche Stärke (Dextrin)
- Konzentrierte H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ρ = 1,15 g/cm<sup>3</sup>)

**Geräte**

- Ethanol
- Zwei 1000-ml-Messkolben
- Ein 100-ml-Messkolben
- Vier 250-ml-Bechergläser
- Fünf 100-ml-Bechergläser
- Zwei 50-ml-Bechergläser
- Ein 10-ml-Becherglas
- 4 Glasstäbe
- 1 Magnetprüher
- 3 Rührfischchen
- Eine 10-ml-Vollpipette
- Zwei 25-ml-Vollpipetten
- Drei 50-ml-Vollpipetten
- 3 Peleusbälle
- Stoppuhr
- Schutzbrille
- Schutzhandschuhe
- Einen zweiten Mann

**Versuch**

Zuerst werden 3 Lösungen vorbereitet:

**Lösung A: Sulfitlösung**

In einen 1000 ml Messkolben werden 1,16g Natriumdisulfit in dest. Wasser gelöst. Zu dieser Lösung fügt man 10 ml Ethanol und 4 g konz. Schwefelsäure. Der Kolben wird bis zur Marke mit dest. Wasser aufgefüllt.

**Lösung B: Jodatlösung**

In einem 1000 ml Messkolben werden 4,3 g Kaliumjodat in dest. Wasser gelöst. Der Kolben wird bis zur Marke mit dest. Wasser aufgefüllt.

**Solution C: Stärkelösung**

In einem 100-ml-Becherglas löst man 2 g der wasserlöslichen Stärke in ko-

chendem Wasser. Nach dem Lösevorgang wird noch 5 min. weiterköcheln gelassen. Die Lösung gibt man in einem 100-ml-Messkolben und füllt diesen bis zur Marke mit dest. Wasser auf. Die Stärkelösung immer frisch zubereiten und verwenden

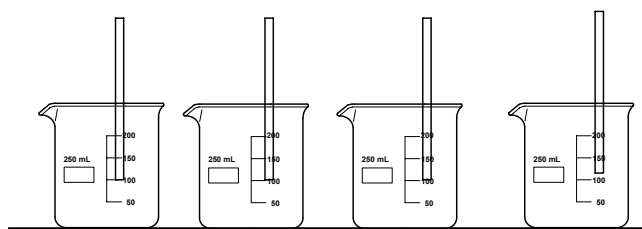


Abbildung 3-6 - Aufbau der 250-ml-Bechergläser (Landolt)

In die vier 250-ml-Bechergläser werden die Lösungen nach Pipettierschema in **Tab. 3-1** pipettiert

	Bechergl. 1	Bechergl. 2	Bechergl. 3	Bechergl. 4
Wasser [ml]	50	50	50	50
Lösung A [ml]	50	50	50	50
Solution C [ml]	10	10	10	10
Gesamtvol. [ml]	110	110	110	110

Tabelle 3-1 – Pipettierschema der 250-ml-Bechergläser

In die vier 100-ml-Bechergläser werden die in **Tab. 3-2** beschriebenen Lösungen in den entsprechenden Mengen pipettiert.

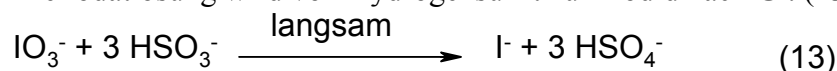
	Bechergl. 1	Bechergl. 2	Bechergl. 3	Bechergl. 4
Wasser [ml]	50	67	75	80
Lösung B [ml]	50	33	25	20
Gesamtvol. [ml]	100	100	100	100
Verdünnung	1:1	1:2	1:3	1:4

Tabelle 3-2 – Pipettierschema der 100-ml-Bechergläser

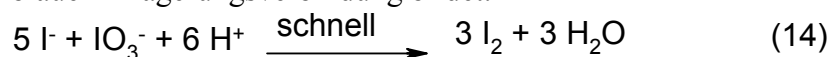
Nun werden die Inhalte der 100-ml-Bechergläser mit den Inhalten der 250-ml-Bechergläser gleichzeitig in den 250-ml-Bechergläsern vereint. Alle 250-ml-Bechergläser gleichzeitig kurz gerührt und stehen gelassen. Der Umschlagpunkt nach blau erfolgt in den Bechergläsern nacheinander

## Chemie

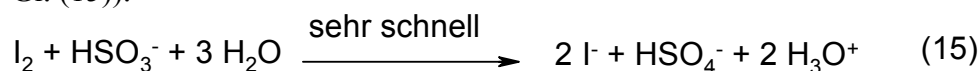
Die Iodatlösung wird von Hydrogensulfit zum Iodid nach Gl. (13) reduziert.



Das anfallende Iodid wird durch überschüssiges Iodat in saurer Lösung unter Bildung von elementarem Iod nach Gl. (14) oxidiert, welches mit Stärke eine blaue Einlagerungsverbindung bildet.



Iod wird aber auch von Sulfitionen sehr schnell zu Iodidionen reduziert (siehe Gl. (15)).



Daher wird erst nach völligem Verbrauch der Sulfitionen die blaue Einlagerungsverbindung sichtbar.

**Entsorgung**

Die Lösungen enthalten nur geringe Konzentrationen unbedenklicher Stoffe, so dass sie über das Abwasser entsorgt werden können.



## **4. Anhang**

### **4.1. Internetadressen**

### **4.2. Quellenverzeichnis**

## 4.1. Internetadressen

- Chemie online. *Bestimmung der Oxidationszahlen*. Internet [http://www.chemie.ct-webspace.de/anorganische\\_chemie/node20.html](http://www.chemie.ct-webspace.de/anorganische_chemie/node20.html), 12.01.2004
- dhm.de. Biographie: *Carl Friedrich Benz, 1844-1929*. Internet <http://www.dhm.de/lemo/html/biografien/BenzCarlFriedrich>, 07.01.2004
- dieBrennstoffzelle.de. *Die Geschichte der Brennstoffzelle*. <http://www.diebrennstoffzelle.de/zelltypen/geschichte/index.shtml>, 04.01.2004
- Experimentalchemie.de. *Versuch – Nr.19 Aluminothermisches Verfahren (Thermit)*. Internet <http://www.experimentalchemie.de/versuch-019.htm>, 14.01.2004
- Isidor Buchman. *Wann wurde die Batterie erfunden?*. Internet <http://www.buchmann.ca>, 04.01.2004
- Isoliert.de. *Die Phlogistonhypothese: phlogistontheorie, verbrennung, geschichte, chemie*. Internet <http://www.isoliert.de/Phlogistontheorie.htm>, 30.12.2003
- Medecine-Worldwide. *Medicine-Worldwide: Ehrlich, Paul*. Internet. <http://www.m-ww.de/persoenlichkeiten/ehrlich.html>, 28.10.2003
- Prof. Blume. *Prof. Blumes Medienangebot: Elektrochemie*. Internet <http://www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/danelet.htm>, 01.10.2004
- Prof. Blume. *Prof. Blumes Medienangebot: Sicherheit im Chemiesaal*. Internet [http://www.chemieunterricht.de/dc2/gefahr/gefv\\_05.htm](http://www.chemieunterricht.de/dc2/gefahr/gefv_05.htm), 14.01.2004
- Prof. Blume. *Prof. Blumes Medienangebot: Studienmaterialien für Umweltwissenschaften*. Internet [http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/wsugrund/kap\\_13.htm](http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/wsugrund/kap_13.htm), 28.10.2003
- PyroPartner. *PyroPartner Geschichte Feuerwerk*. Internet. [http://www.pyro-partner.de/feuerwehrk/fwrk\\_geschichte.html](http://www.pyro-partner.de/feuerwehrk/fwrk_geschichte.html), 04.01.2004
- Universität Erlangen. *Vernetztes Studium – Chemie, Chemi für Mediziner: Redox-Gleichungen 1*. Internet <http://www2.chemie.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/Redox/Redoxgleichungen.htm>, 03.11.2003
- Universität Regensburg. *Landolt Reaktion – Joduhr*. Internet [http://www.uni-regensburg.de/Fakultaeten/nat\\_Fak\\_IV/Organische\\_Chemie/Didaktik/Keusch/D-Landolt-d.htm](http://www.uni-regensburg.de/Fakultaeten/nat_Fak_IV/Organische_Chemie/Didaktik/Keusch/D-Landolt-d.htm), 19.02.2004

## 4.2. Quellenverzeichnis

Roesky, Herbert W. (1996). Chemische Kabinettstücke. **1. Aufl.** Weinheim: Verlag VCH Verlagsgesellschaft.

Kreißl, Friedrich R. (1999). Feuer und Flamme, Schall und Rauch. **1. Aufl.** Weinheim: Verlag VCH Verlagsgesellschaft.

Das Skriptum ist unter [www.mkuntze.de/Studium/Projekte/Handout.pdf](http://www.mkuntze.de/Studium/Projekte/Handout.pdf) als Download zu beziehen.