

## Wasserstoffperoxid – H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

Beim Wasserstoffperoxid handelt es sich um eine blassblaue, in verdünnter Form farblose, weitgehend stabile Flüssigverbindung aus Sauerstoff und Wasserstoff. Sie wurde erstmals 1818 vom französischen Chemiker Louis Jacques Thénard durch Reaktion von Bariumperoxid mit Salpetersäure dargestellt. Im Laufe der Zeit wurde das Verfahren durch den Austausch der Salpetersäure durch zunächst Salzsäure und letztlich Schwefelsäure modifiziert und verbessert. Wasserstoffperoxid ist eine schwache Säure, gegenüber den meisten Stoffen ein sehr starkes Oxidationsmittel und wird aufgrund dieser Tatsache als Bleichmittel (Papierindustrie) und Desinfektionsmittel (Wasseraufbereitung) verwendet. „In hochkonzentrierter Form ist es sowohl als Einzel- als auch als Komponentenraketen-treibstoff einsetzbar.“ [1] [1, 2]

### Physikalische und chemische Eigenschaften

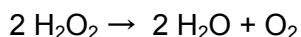
Einige physikalische Eigenschaften sind in Tabelle 1 angegeben.

Tab. 1 Ausgesuchte Eigenschaften von H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> [1]

<b>Molare Masse</b>	34,02 g·mol <sup>-1</sup>
<b>Aggregatzustand</b>	Flüssig (bei 20 °C; Reinstoff)
<b>Dichte</b>	1,45 g·cm <sup>-3</sup> (bei 20 °C; Reinstoff)
<b>Schmelzpunkt</b>	-0,41 °C (Reinstoff)
<b>Siedepunkt</b>	150,2 °C (Reinstoff)
<b>Löslichkeit</b>	mischbar mit Wasser

Wie im Wasser, so liegen auch im Wasserstoffperoxid Wasserstoffbrückenbindungen vor, was, verglichen mit Wasser, eine höhere Viskosität zur Folge hat. „Reines oder hochkonzentrierte wässrige Lösungen von H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> zersetzen sich im alkalischen, bei Anwesenheit von Schwermetallionen oder heterogenen Katalysatoren (z. B. Pt oder MnO<sub>2</sub>)“, vgl. Versuch 3, „leicht, deshalb werden häufig Komplexbildner (z. B. 8-Hydroxychinolin) oder adsorbierende Materialien (z. B. Natriumstannat Na<sub>2</sub>[Sn(OH)<sub>6</sub>]) als Stabilisatoren“ [2] zugesetzt. „Gemische aus H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> und organischen oder anderen leicht oxidierbaren Materialien sind gefährlich explosiv.“ [2]

„Wasserstoffperoxid neigt dazu, in Wasser und Sauerstoff zu zerfallen.“ [1] Bei dieser Disproportionierung wird eine Energie von 98,02 kJ/mol freigesetzt:

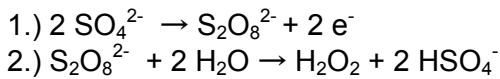


H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ist ein starkes Oxidationsmittel. Es ist im Labor einfach anzuwenden, da bei der Redoxreaktion keine schwer abzutrennenden oder störenden Nebenprodukte, sondern lediglich Wasser und Sauerstoff, anfallen. [1]

„Wasserstoffperoxid ist eine sehr schwache Säure; seine anorganischen Salze und organischen Ester sind die Hydroperoxide und Peroxide.“ [1]

## Darstellung

Die gebräuchlichste Methode zur Darstellung von Wasserstoffperoxid war früher die Elektrolyse von Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Die dabei entstehende Peroxodischwefelsäure ( $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ) wird wieder zu Schwefelsäure und Wasserstoffperoxid hydrolysiert. [1]



Heute wird Wasserstoffperoxid technisch durch das effizientere Anthrachinon-Verfahren erzeugt (s. Abb. 2), welches, wie bei der direkten Synthese aus den Elementen, ebenso auf der Reduktion von Sauerstoff basiert. Statt des Wasserstoffs selbst wird jedoch ein 2-Alkyl-Anthrahydrochinon (siehe Abb. 2, Mitte oben) verwendet, welches zunächst aus dem entsprechenden 2-Alkyl-Anthrachinon (links), durch katalytische Hydrierung hergestellt wurde. Das 2-Alkyl-Anthrahydrochinon reagiert mit Sauerstoff unter Rückbildung des 2-Alkyl-Anthrachinons (rechts) zu Wasserstoffperoxid. [3]

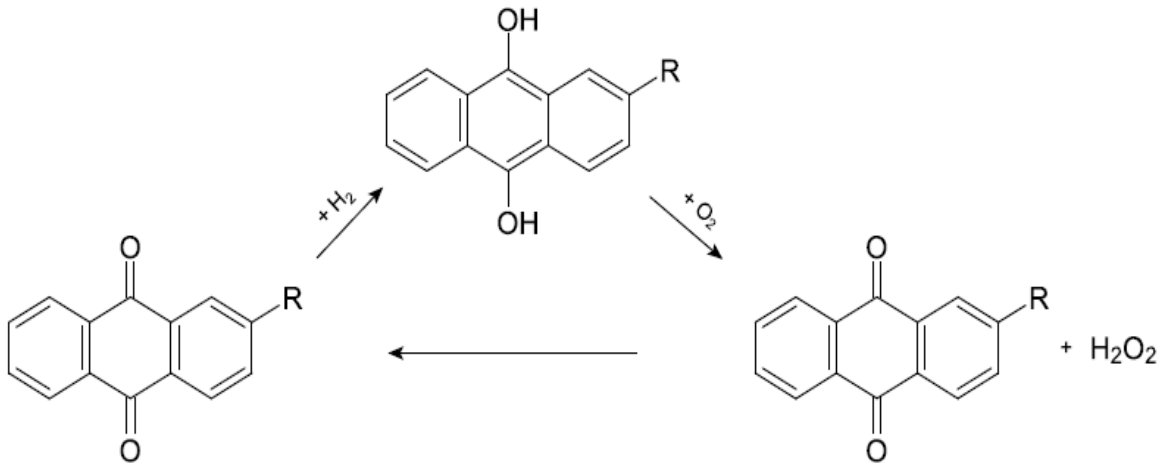
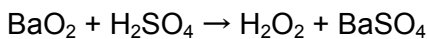


Abb. 2 Schematische Darstellung des Anthrachinon-Verfahrens zur großtechnischen Darstellung von Wasserstoffperoxid [3]

Im Labormaßstab jedoch stellt man Wasserstoffperoxid nach wie vor durch das Versetzen von Peroxiden mit Säuren her. Ein historisch wichtiges Reagenz ist dabei Bariumperoxid, das in einer schwefelsauren Lösung zu Wasserstoffperoxid und Bariumsulfat reagiert:



Da Bariumsulfat ein schwerlösliches Salz ist, fällt es als Niederschlag aus und Wasserstoffperoxid bleibt in Lösung. [1]

Näheres hierzu siehe Versuch 1.

## Experimente

### Versuch 1: Darstellung von H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> im Labor [2, 4]

**Chemikalien:**

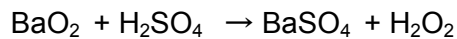
Bariumperoxid (BaO<sub>2</sub>) (5 g)  
Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) (20 %) (25 ml)

**Material:**

Becherglas (V = 100 ml)  
Eisbad (Kristallisierschale mit Eis)  
Glasstab  
Zentrifuge  
Zentrifugengläser

#### Durchführung, Beobachtung und Auswertung:

Zu eisgekühlter 20 %iger Schwefelsäure wird Bariumperoxid gegeben. Dabei entsteht ein weißer Niederschlag von schwerlöslichem Bariumsulfat. Das entstandene Wasserstoffperoxid ist in Lösung.



Der Niederschlag wird mittels Zentrifuge von der Lösung getrennt. Das Filtrat wird in Versuch 2 weiter verwendet.

### Versuch 2: Nachweis von Wasserstoffperoxid [1, 4]

**Chemikalien:**

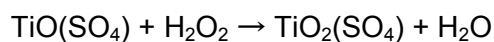
Wasserstoffperoxid (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)  
(Filtrat aus Versuch 1 (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – Lösung))  
Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)  
Titanylsulfatlösung (TiO(SO<sub>4</sub>))

**Material:**

Reagenzglas  
Pasteurpipette

#### Durchführung, Beobachtung und Auswertung:

Das vorgelegte Wasserstoffperoxid wird mit Schwefelsäure angesäuert (oder das Filtrat aus Versuch 1 verwenden) und mit einigen Tropfen Titanylsulfat versetzt. Das entstandene Peroxotitankation bewirkt eine für die gebildete Verbindung charakteristische Gelbfärbung der Lösung.



### Versuch 3: Enzymatischer (katalytischer) Zerfall von Wasserstoffperoxid [5]

**Chemikalien:**

Wasserstoffperoxidlösung (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) (10 %)  
Kupfersulfatlösung (CuSO<sub>4</sub>)  
Braunstein (MnO<sub>2</sub>)  
Kartoffel roh und gekocht  
Backhefe  
Geflügelleber  
Banane

**Material:**

7 große Reagenzgläser  
Reagenzglasgestell  
Küchenreibe  
Becherglas  
Dreifuß  
Keramikdrahtnetz  
Gasbrenner  
Holzstäbchen

### Durchführung, Beobachtung und Auswertung:

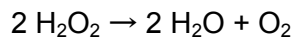
In den Reagenzgläsern 1-7 wird jeweils folgendes vorgelegt und mit etwas destilliertem Wasser versetzt:

1. geriebene Kartoffel, roh
2. geriebene Kartoffel, gekocht
3. geriebene Kartoffel, roh, mit einigen Tropfen Kupfersulfatlösung versetzt
4. Banane, zerkleinert
5. Backhefe
6. Geflügelleber, zerkleinert
7. etwas Braunstein

Zu jeder Probe werden anschließend ca. 20 ml Wasserstoffperoxidlösung (10 %) gegeben. Es erfolgt starkes Aufschäumen (Ausnahmen: aufgekochte und mit Kupfersulfat „vergiftete“ Kartoffel).

Bei großen Gasblasen kann ein Sauerstoffnachweis mittels Glimmspanprobe erfolgen.

Durch die Enzyme der pflanzlichen und tierischen Proben (Katalase, Peroxidase) zum Abbau des im Organismus schädlichen Wasserstoffperoxids erfolgt rasch die Disproportionierung, ebenso durch die katalytische Wirkung des Braunsteins.



*Durch thermische Einwirkung oder Schwermetallsalze werden die Enzyme zerstört, weshalb es bei diesen Proben zu keiner Reaktion kommt.*

### **Lehrplanbezug**

Das Thema „Wasserstoffperoxid“ wird im Lehrplan der bayerischen Realschulen nicht explizit aufgeführt. [6]

Die Grundlagen der Oxidation als Sauerstoffübertragung können allerdings in den Themengebieten „Redox-Reaktionen“ (Ch 8.5) vermittelt werden.

Die Versuche 1 und 2 eignen sich gegebenenfalls auch im Bereich „Chemische Reaktionen“ (Ch 8.3) bei der Einübung der Aufstellung von Reaktionsgleichungen „Chemische Zeichensprache“ (Ch 8.4) im Allgemeinen, da die Produkte und Edukte überschaubar und leicht nachzuweisen sind.

Die Versuche zur katalytischen Zersetzung wären im Rahmen einer fächerübergreifenden Schülerübung in Kombination mit dem Fach Biologie einsetzbar.

### **Quellenverzeichnis:**

[1] <http://de.wikipedia.org/wiki/Wasserstoffperoxid> (Stand: 11.11.2010)

[2] Catherine E. Housecroft, Alan E. Sharpe: Anorganische Chemie, 2. Auflage, Pearson Studium, München, 2006, S. 487, 488.

[3] <http://de.wikipedia.org/wiki/Anthrachinon-Verfahren> (Stand: 15.11.2010)

[4] Gerhart Jander, Ewald Blasius: Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie, 16. Auflage, S. Hirzel-Verlag, Stuttgart, 2006, S. 290, 291.

[5] Karl Häusler, Heribert Rampf, Roland Reichelt: Experimente für den Chemieunterricht, 2. Auflage, Oldenbourg Schulbuchverlag, München, Düsseldorf, Stuttgart, 1995, S. 304, 305.

[6] Staatsinstitut für Schulqualität und Bildungsforschung (ISB): Lehrplan für die sechsstufige Realschule in Bayern, Verlag J. Maiß GmbH, München, 2001, S. 328-330.