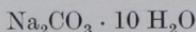


bindungen im allgemeinen wenig beständig und zerfallen leicht in ihre Ausgangsbestandteile.

Die additionellen Verbindungen des Wassers bezeichnet man als hydratische Verbindungen. Sie sind sehr zahlreich und bilden sich vorzugsweise mit Salzen. So kennt man eine Verbindung des Natriumkarbonats mit 10 Molekülen Wasser, die man durch die Formel



bezeichnet. Ebenso bestehen  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  usw. Diese Hydratsalze bilden sehr oft wohl ausgebildete Kristalle. Erhitzt man sie, so zerfallen sie in wasserfreie Salze und Wasser; sie verlieren dadurch auch ihre kristallinische Gestaltung, daher nennt man das darin enthaltene Wasser auch oft Kristallwasser.

Diese Verbindungen sind dissoziierbar; das Gleichgewicht des Dissoziationsvorgangs wird durch die Dampfspannung des entweichenden Wassers bestimmt.

114. Ist diese Spannung bei gewöhnlicher Temperatur höher als die des in der Atmosphäre enthaltenen Wasserdampfes, so zerfällt der Kristall in wasserfreies Salz oder in eine wasserärmere Verbindung, er verliert seine Gestalt und zerfällt zu Pulver, er verwittert. Ein Körper, der diese Eigenschaft besitzt, ist z. B. die Soda  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ .

Ist im Gegenteil die Dissoziationsspannung geringer als die atmosphärische Wasserdampfspannung, so wird somit das Salz das Luftwasser aufnehmen können, es ist hygroskopisch. Also je nach der Trockenheit der Luft wird ein Salz hygroskopisch oder verwitterbar sein können.

Die Verwandtschaft eines Körpers zum Wasser kann derartig sein, daß er genügend Wasserdampf absorbiert, um sich darin mehr oder weniger vollständig aufzulösen. Ist er fest, so verwandelt er sich allmählich in eine flüssige Masse, er zerfließt. Natriumhydroxyd  $\text{NaOH}$ , Calciumchlorid  $\text{CaCl}_2$  sind zerfließliche Körper.

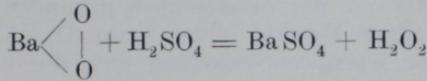
Die zerfließlichen oder hygroskopischen Körper eignen sich dazu, den in einem Gas enthaltenen Wasserdampf zu absorbieren und es daher zu trocknen. Man verwendet vor allem konzentrierte Schwefelsäure, Natriumhydroxyd, Chlorcalcium. Das kräftigste Trocknungsmittel ist Phosphorsäureanhydrid  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Seine Wirkung ist eine andere; bei der Verbindung mit Wasser verwandelt es sich in Phosphorsäure, die keine additionelle Verbindung ist.

### Wasserstoffsuroxyd $\text{H}_2\text{O}_2$ (H—O—O—H).

Molekulargewicht 33,76.

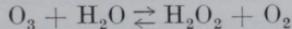
115. Es besteht noch eine zweite Verbindung des Wasserstoffs mit dem Sauerstoff, die man oxydiertes Wasser oder Wasserstoffsuroxyd nennt. Zwei Atome Sauerstoff sind miteinander zu einer Kette vereinigt, deren Enden durch zwei Wasserstoffatome gesättigt sind.

Man erhält Wasserstoffsperoxyd durch Einwirkung verdünnter Schwefelsäure auf Baryumsperoxyd.



Man muß in der Kälte arbeiten und jede Temperaturerhöhung vermeiden. Das unlösliche schwefelsaure Baryum wird abfiltriert, und man erhält eine Lösung von Wasserstoffsperoxyd. Verdunstet man sie im Vakuum, so entweicht zuerst Wasser; man erhält eine konzentrierte Lösung, die man im Vakuum destillieren kann. Man kann so das Wasser bei einer Temperatur abscheiden, die tief genug liegt, um eine Zersetzung des Wasserstoffsperoxyds zu vermeiden. Dieses destilliert bei 69° unter einem Druck von 26 mm.

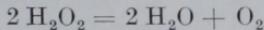
116. Wasserstoffsperoxyd findet sich manchmal in geringer Menge im Regenwasser; man beobachtet seine Bildung vielfach bei Oxydationen, die in Gegenwart von Wasser vor sich gehen. Es entsteht ebenso wie das Ozon bei sehr hoher Temperatur, z. B. wenn ein Strom feuchten Sauerstoffs auf eine auf 2000° erhitzte Fläche trifft, wobei man Sorge trägt, sofort nach der Berührung mit der heißen Oberfläche energisch abzukühlen (vgl. 84). Wasserstoffsperoxyd entsteht durch die Einwirkung des Ozons auf das Wasser.



Diese Reaktion ist der Grund der negativen katalytischen Wirkung des Wassers bei der Ozonbildung (vgl. 84).

117. Reines Wasserstoffsperoxyd ist eine sirupförmige, in dünnen Schichten farblose, in dicken blaue Flüssigkeit. Die Dichte ist 1,5. In reinem Zustand ist es ein sehr gefährlicher Körper. Wasserstoffsperoxyd ist ein endothermischer Körper, der sich explosiv zersetzt, wobei er das 500fache seines Volumens an Sauerstoff entwickelt. Diese Explosion tritt vor allem durch das Hereinfallen von Staubteilchen ein, die durch Katalyse eine augenblickliche Zersetzung des Wasserstoffsperoxyds verursachen.

Die Zersetzung geht nach der Gleichung vor sich:

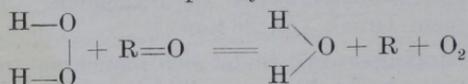


Sie entwickelt 23 100 Kalorien für das Grammolekül Wasserstoffsperoxyd.

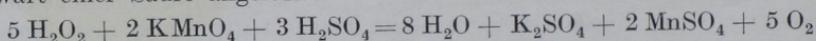
Wasserstoffsperoxydlösungen sind um so beständiger, je verdünnter sie sind. In Auflösung kommt Wasserstoffsperoxyd in den Handel. Die konzentriertesten Lösungen (Perhydrol) enthalten etwa 30 % Wasserstoffsperoxyd und entbinden bei der Zersetzung das 100fache ihres Volumens an Sauerstoff. Diese bei reinen Wasserstoffsperoxydlösungen unmerkliche Zersetzung wird durch sehr viele Körper sehr energisch katalytisch beschleunigt, so durch fein verteiltes Platin, Mangansperoxyd, ebenso auch durch verschiedene Stoffe, die der lebende Organismus enthält und die man als Katalasen bezeichnet. Das Blut enthält eine sehr kräftige Katalase, die Wasserstoffsperoxyd sofort zersetzt.

118. Wasserstoffsperoxyd ist ein sehr kräftiges Oxydationsmittel, dessen Wirkung der des Ozons ähnlich ist. In beiden Körpern findet man ein Sauerstoffatom nur oberflächlich gebunden an eine Gruppe, die ein sehr beständiges Molekül bilden kann ( $O_2$ ,  $H_2O$ ). Dieses Atom wird unter starker Energieentwicklung frei, die die Oxydation erleichtert.

Die auffallendste Reaktion des Wasserstoffsperoxyds ist die mit Oxydationsmitteln. Es sind dies Körper, die ihren Sauerstoff leicht abgeben. Sie geben ihn auch leicht an das bewegliche Sauerstoffatom des Wasserstoffsperoxyds ab, und es entsteht ein beständiges Sauerstoffmolekül  $O_2$  unter gleichzeitiger Reduktion des oxydierenden Körpers und des Wasserstoffsperoxyds.



Vor allem sei die Reduktion des Kaliumpermanganats in Gegenwart einer Säure angeführt.



Kaliumpermanganat färbt Wasser selbst in sehr verdünnter Lösung purpurrot, das durch die Reduktion entstandene Mangansalz ist so gut wie farblos; man kann also Wasserstoffsperoxyd volumetrisch bestimmen mit einer titrierten Permanganatlösung.

Auf Grund seines Oxydationsvermögens ist das Wasserstoffsperoxyd ein ausgezeichnetes Bleichmittel, das den Vorteil darbietet, die Gewebe nicht zu zerstören. Man braucht es zum Entfärben von Haaren, Federn und Elfenbein. Es ist auch ein kräftiges bakterizides Mittel, das in der Medizin dank seiner ungiftigen Eigenschaften viel verwendet wird.

Das Vorhandensein kleiner Mengen von Wasserstoffsperoxyd weist man nach, indem man der Flüssigkeit eine verdünnte Lösung von Chromsäure  $H_2CrO_4$  zusetzt; es bildet sich dann eine blaue Verbindung. Behandelt man mit Äther, so löst dieser die blaue Verbindung auf, deren Bildung man so leichter erkennen kann. Die Natur des entstandenen Körpers ist unbekannt; es ist ein sehr unbeständiger Stoff, der von selbst zerfällt. Man kann Wasserstoffsperoxyd auch an der gelben Färbung erkennen, die es mit Titansäure gibt. Die käuflichen Lösungen von Wasserstoffsperoxyd enthalten meistens gegen 3 % und entwickeln das 10—12fache ihres Volumens Sauerstoff bei der Zersetzung. Der Gehalt der käuflichen Wasserstoffsperoxydlösungen wird nach dem Volumen Sauerstoff festgestellt, das sie liefern können.

Wasserstoffsperoxyd wurde 1818 von Thénard entdeckt.