

# Phosphorsäure und Phosphate

Anna Heynkes

8.5.2005, Aachen

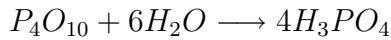
Hier fasse ich möglichst kurz zusammen und versuche zu erklären, was das Chemieschulbuch des Klett-Verlages für die gymnasiale Mittelstufe Wissenswertes über Phosphorsäure und Phosphate bringt.

## Inhaltsverzeichnis

<b>1 Phosphorsäure</b>	<b>1</b>
<b>2 Phosphate</b>	<b>1</b>
2.1 Phosphate allgemein . . . . .	1
2.2 Bedeutung von Phosphaten . . . . .	2

# 1 Phosphorsäure

Bei der Verbrennung von Phosphor entsteht das äußerst hygroskopische<sup>1</sup> und deshalb oft als Trockenmittel verwendete Phosphoroxid ( $P_4O_{10}$ ). Mit Wasser reagiert Phosphoroxid weiter zu Phosphorsäure. Man nennt es daher auch Anhydrid<sup>2</sup> der Phosphorsäure.



Reine Phosphorsäure ist ein stark hygroskopischer Feststoff mit einer Schmelztemperatur von  $42^\circ\text{C}$ . Bei Raumtemperatur ist unverdünnte Phosphorsäure also fest. Konzentrierte Phosphorsäure ist farblos, ölig und kann durch Destillation auf maximal 85% (Massenprozent) konzentriert werden.

Verdünnt man Phosphorsäure in Wasser, dann kann diese als Säure reagieren und Protonen auf Wassermoleküle übertragen. So entsteht eine typische saure Lösung, in der hydratisierte Protonen  $H_{aq}^+$  bzw. **Hydroniumionen** die eigentlichen Säuremoleküle sind. Als Säurerestionen enthält verdünnte Phosphorsäure Dihydrogenphosphat- ( $H_2PO_4^\ominus$ ), Hydrogenphosphat- ( $HPO_4^{2\ominus}$ ) und Phosphationen ( $PO_4^{3\ominus}$ ). Die Konzentration der Hydrogenphosphationen in der Lösung ist gering, noch geringer ist die der Phosphationen, weil die Protonenabgabe mit zunehmender negativer Ladung schwieriger wird. Den Säurerestionen entsprechend bildet Phosphorsäure drei Reihen von Salzen. Diese sind Dihydrogenphosphate (primäre Phosphate), Hydrogenphosphate (sekundäre Phosphate) und die Phosphate (tertiäre Phosphate).

Phosphorsäure wird vor allem in der Herstellung von Dünge- und Waschmitteln sowie Rostumwandlern gebraucht. Außerdem findet Phosphorsäure aber auch Verwendung als saurer Zusatz in Erfrischungsgetränken, da sie ungiftig ist.

## 2 Phosphate

### 2.1 Phosphate allgemein

Die Autoren unseres Chemiebuches halten Calciumphosphat für das wichtigste natürliche Phosphat. Die Kriterien für diese Wahl teilen sie dem Leser allerdings nicht mit. Dabei sind die Kriterien ausschlaggebend für die Wahl und unter Berücksichtigung unterschiedlicher Kriterien wird man auch zu unterschiedlichen Ergebnissen kommen. So ist zum Beispiel Adenosintriphosphat (ATP) für den Organismus von weitaus größerer Bedeutung als Calciumphosphat.

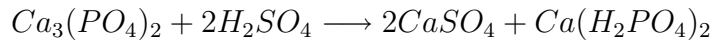
Große Lager von Calciumphosphat (Apatit, Phosphorit) sind in Nordafrika (Marokko, Algerien, Tunesien), den USA (Florida) und in der ehemaligen Sowjetunion (Halbinsel Kola am Weißen Meer) zu finden. Das Salz Calciumphosphat bildet den Ausgangsstoff zur Gewinnung anderer Phosphatverbindungen und auch von Phosphor selbst. Vielleicht wird es deshalb vom Chemiebuch als das wichtigste Phosphat eingestuft.

---

<sup>1</sup>wasseranziehend bzw. mit Wasser reagierend

<sup>2</sup>Stoff, der durch Abspaltung von Wasser aus einem anderen Stoff entsteht

Calciumphosphat ist in Wasser nur zu geringen Anteilen löslich. Leicht löslich sind nur die Alkaliphosphate. Durch „Aufschließen“ mit Schwefelsäure kann Calciumphosphat jedoch in lösliches Dihydrogenphosphat überführt werden:



Hierbei entsteht ein Salzgemisch („Superphosphat“), das ein wichtiger Mineraldünger ist. Etwa 60% der Weltproduktion an Schwefelsäure werden für die Erzeugung des „Superphosphats“ eingesetzt.

## 2.2 Bedeutung von Phosphaten

Phosphationen sind für alle Organismen lebenswichtig. Knochen und Zähne zum Beispiel enthalten einen hohen Anteil an Calciumphosphat. Pflanzen benötigen bestimmte Phosphate für ihr Wachstum und ziehen diese aus dem Boden. Sie müssen daher neben anderen Salzen dem Boden wieder zugeführt werden.

Früher wurden Phosphate in großen Mengen zur Wasserenthärtung gebraucht. Ein Überangebot an Phosphationen führt aber durch Überdüngung in Gewässern zu extremer Algenvermehrung. Die Algen nehmen sich gegenseitig Licht und Nährstoffe, sterben massenhaft ab und sinken zu Boden. Dort kann ihre Verwesung derart viel Sauerstoff verbrauchen, daß Fische ersticken. Deshalb werden Phosphate zunehmend durch andere Stoffe ersetzt und durch Kläranlagen aus Abwässern entfernt. Nachweisen lassen sich Phosphate mit Ammoniummolybdatlösung, wobei ein gelber Niederschlag auftritt.