



UNIVERSITÄTS-  
BIBLIOTHEK  
PADERBORN

# **Hilfsbuch für den Chemieunterricht in Seminaren**

**Busemann, Libertus**

**Leipzig, 1906**

Kap. 35. Verbindungen des Kaliums. Pottasche. Carnallit. Kainit.  
Kalidüngung.

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-80859](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-80859)

werden? 4. Was ist:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaHO}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ? 5. 1814 kostete eine t Soda 1200  $\mathcal{M}$ , 1824 noch 600  $\mathcal{M}$ , jetzt 60  $\mathcal{M}$ . Erkläre das Fallen der Sodapreise. 6.  $\text{CaS}$  entwickelt in feuchter Luft  $\text{H}_2\text{S}$ . Formel? 7. Wie ist das Vorkommen von Soda in der Barilla zu erklären? 8. Wieviel kalzinierte Soda läßt sich gewinnen mit 10 g  $\text{NaCl}$ ?

## Kap. 35.

## Verbindungen des Kaliums.

**1. Pottasche.** E. und Analyse. Die Pottasche ist ein weißes zerfließliches Salz, das sich in Wasser leicht löst, von ägendem Geschmacke ist und basisch reagiert, d. h. rotes Lackmuspapier bläut. Übergießt man Pottasche mit Essig oder einer anderen Säure, so entweicht unter Aufbrausen ein Gas, in welchem ein brennender Holzspan erlischt. Wird eine verdünnte Pottaschenlösung mit Kalkwasser ( $\text{Ca}(\text{HO})_2$ ) erhitzt, so scheidet sich kohlen-saurer Kalk aus. Pottasche enthält also Kohlen-säure. Ein wenig Pottasche in die Weingeistflamme gebracht, färbt diese violett. Pottasche ist demnach kohlen-saures Kalium,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

A. Ist ein schmutziges Leinwandläppchen in stark verdünnter  $\text{K}_2\text{CO}_3$ -Lösung gekocht, so wird es nach dem Ausspülen reiner; durch fortgesetztes Kochen in starker Lösung wird aber auch die Faser zerstört. Schwache Pottaschenlaugen können also als Waschmittel Anwendung finden. Beim Kochen von Pottasche mit Ätzkalk erhält man eine Lösung, welche die Oberhaut stark angreift, weil sie kaustisches Kali, d. h. Ätzkali,  $\text{KHO}$ , enthält. Wird eine solche Lösung mit Talg gekocht, so bildet sich Schmierseife. Die Pottasche dient also auch zur Seifenbereitung. — Verwendung in der Glasfabrikation!

Gw. Früher gewann man  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ausschließlich durch Auslaugen von Pflanzenasche (Buchenasche!) und Eindampfen der Lösung in Töpfen (Potten). Mehr Kali als die Holzpflanzen enthalten die Krautpflanzen und Gräser. Wird bei der Verarbeitung der Zuckerrüben entstehende Schlempe (Zuckerrübensaft, dem man den Zucker entzogen hat) getrocknet und verbrannt, so erhält man eine an Pottasche reiche Asche. Die grasfressenden Säugetiere erhalten weit mehr Kali, als ihr Körper gebrauchen kann. Die Schafe geben einen Teil des Überschusses in ihrem „Wollschweiß“ ab. Fabriken, welche die Wollwäscherei im großen betreiben, verarbeiten den Wollschweiß auf Pottasche, indem sie das zum Waschen der Wolle benutzte Wasser eindampfen, den festen Rückstand verbrennen und dann auslaugen. Neuerdings stellt man  $\text{K}_2\text{CO}_3$  massenhaft



aus dem Sylvin (KCl), einem in großen Massen gewonnenen Abraum-  
salze, dar ganz in der Weise der Fabrikation der Soda aus NaCl.

**2. Carnallit.** E. Der Carnallit ist der Hauptbestandteil der Staß-  
furter Abraumsalze. Im reinsten Zustande ist er wasserhell; meist aber  
ist er durch kleine Teilchen Eisenoryd rot gefärbt.

**Analyse.** Löst man Carnallit in der gleichen Gewichtsmenge Wasser,  
so scheiden die fremden Beimischungen aus. Wenn man darauf die filtrierte  
Lösung völlig eindampft und das erhaltene Salz mit sehr wenig Wasser  
auslaugt, dieses abgießt und mit  $\text{H}_2\text{SO}_4$  versetzt, so entweicht HCl,  
Salzsäuregas. Diese Lösung enthält also ein Chlormetall. Hat man nun  
so lange  $\text{H}_2\text{SO}_4$  zugefetzt, als ein Aufbrausen von HCl stattfand, so  
wird durch Hinzufügen von Ätznatronlösung Magnesia gefällt. Carnallit  
enthält mithin Chlormagnesium,  $\text{MgCl}_2$ . Der beim Ausziehen des  
Chlormagnesiums verbleibende Rest löst sich weniger leicht, färbt die Wein-  
geistflamme violett, enthält also Kalium, und läßt beim Übergießen mit  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$  gleichfalls HCl aufbrausen, ist also Chlorkalium, KCl. In einer  
eisernen Schale erhitzt, zerschmilzt der Carnallit in vielem Hydratwasser.  
Carnallit ist also ein Doppelsalz:  $\text{KCl} + \text{MgCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ .

**3. Rainit,** ein anderes sehr wichtiges Abraum Salz, hat folgende  
Zusammensetzung:  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgSO}_4 + \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

**4. Kalisalpeter** siehe Kap. 12. — Chlorssaures Kalium.

Der Kalifeldspat enthält kieselssaures Kalium.

**Kalidüngung.** Das Kalium ist ein wichtiger Pflanzennährstoff.  
Besonders die Hackfrüchte, Halmfrüchte und Wiesengräser bedürfen zu einer  
kräftigen Entwicklung reichlicher Mengen von Kaliumsalzen. Bei der Ver-  
witterung des Kalifeldspats und des Glimmers bilden sich im Boden lösliche  
Kaliumverbindungen stets von neuem. Beim Abernten verlieren Acker und  
Wiese zwar große Mengen von Kalium, wenn jedoch die ganze Ernte in der  
Wirtschaft verbraucht wird, erhält das Feld fast die ganze Menge des ab-  
gegebenen Kaliums im Mist wieder zurück, weil die Tiere nur ganz wenig  
Kalium gebrauchen können. Wenn dagegen die Ernten verkauft werden, ist  
eine Düngung mit Kalisalzen (Rainit und Carnallit) notwendig. Man streut  
diese im Herbst auf den Acker, weil sie viel Zeit gebrauchen, um in die für  
die Pflanzen geeignete Form überzugehen. Wiesen, die mit Kalisalzen gedüngt  
werden, geben nicht selten den dreifachen Ertrag an Heu, das außerdem von  
größerer Güte ist. Bei regelmäßiger Kalidüngung verschwinden auch von  
der Wiese Moose und die wertlosen sauren Gräser. Kartoffeln bedürfen  
gleichfalls der Kalidüngung, um reichere Mengen von Stärkemehl zu  
bilden.



**Kalilager**, d. h. Lager von Abraumsalzen, die reich an Kali sind, sind bis jetzt nur in der Provinz Hannover und einigen angrenzenden Gebieten aufgefunden worden, hier aber in größter Ausdehnung. Infolgedessen ist dort eine neue Art von Bergbau und Industrie (Kaliindustrie) aufgeblüht, die außerordentlich gewinnbringend ist.

**Aufg.** 1. Warum reagiert  $K_2CO_3$  basisch? 2.  $K_2CO_3$  nimmt aus der Luft  $H_2O$  auf und zerfließt darin. Eigenschaft? 3. Vergl. Ca und K hinsichtlich der Affinität zu  $CO_2$ . 4. KHO entsteht auch bei der Zersetzung von  $H_2O$  durch K. Formel? 5. Gib die Formeln an für die Fabrikation von  $K_2CO_3$  aus KCl. 6. Wie verhält sich Sylvin zu Kochsalz bezüglich der Löslichkeit in Wasser? 7. Die Affinität des K zu Cl ist größer als zu O. Man wirft K auf Chlornasser; Erfolg? 8. Späne vom Horn der Kuh lösen sich in Alkalilauge auf, Stückchen vom Horn des Hirsches nicht. Folg! 9. Warum ist kainit oder Carnallit weniger wertvoll als  $K_2SO_4$ ? 10. Die lebende Pflanze hat wohl oxalsaures und weinsaures Kali, nicht aber  $K_2CO_3$ . Wie erklärt es sich denn, daß man in der Asche der Pflanzen  $K_2CO_3$  findet? 11. Warum vermindert eine Überschwemmung der Wiese den Kaligehalt derselben nicht? 12. Wie ist es zu erklären, daß der Nil durch seine Überschwemmung seine Talebene befruchtet?

## Kap. 36.

Magnesium. Magnesium. <sup>II.</sup> Mg. 24.

E. Das Magnesium besitzt eine Reihe vorzüglicher Eigenschaften: es ist silberweiß, von schönstem Metallglanz, ist bildsam, indem es sich hämmern, zu dünnem Blech auswalzen und in Streifen schneiden läßt, hat ein geringes spez. Gewicht (1,75) und wird von trockener Luft gar nicht, von kaltem Wasser nur wenig angegriffen. Dennoch findet es nur eine geringe Verwendung, weil es hoch im Preise steht (3mal so teuer als Silber!), eine niedrige Entzündungstemperatur hat und sich in allen stärkeren Säuren leicht löst. Beim Verbrennen entwickelt es ein außerordentlich helles Licht, das reich an chemisch wirkenden Strahlen ist, deshalb zu Momentaufnahmen im Dunkeln angewandt wird.

Vb. Verf. 1. Indem man metallisches Magnesium verbrennt, erhält man Magnesiumoxyd,  $MgO$ , ein weißes Pulver. 2. Kohlen-saures Magnesium,  $MgCO_3$ , wird in einer eisernen Schale längere Zeit geglüht; danach braust es beim Übergießen mit  $H_2SO_4$  nicht mehr auf, ist also in  $MgO$  verwandelt. „Gebrannte“, d. h. geglühte Magnesia ist also  $MgO$ , Magnesiumoxyd. 3. Übergießt man  $MgCO_3$  oder  $MgO$