DIE DEUTSCHE FERNSCHULE
LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT
VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN / LEIPZIG

21. Kapitel: Die Schwefelsäuren

A. Lehrgang | B. Kurzfassung

[141] Herstellung von Schwefelwasserstoff

● Versuch 101: *(Durchführung bei geöffnetem Fenster!) In einem Prüfglas übergießen wir das in Versuch 22 hergestellte Schwefeleisen mit verdünnter Salzsäure und verschließen das Glas mit einem Gummistopfen, durch dessen Bohrung wir ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr gesteckt haben (Abb. 56). Bei gelindem Erwärmen entwickelt sich ein farbloses Gas. Es heißt Schwefelwasserstoff und hat die Formel H_2S.*

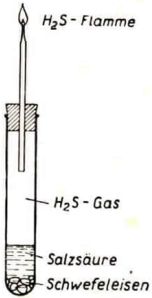


Abb. 56. Gewinnung von Schwefelwasserstoff

Schwefelwasserstoff entsteht beim Einwirken von Salzsäure auf Schwefeleisen:
$FeS + 2HCl \rightarrow$
$FeCl_2 + H_2S\uparrow$

$$\underset{\text{Schwefeleisen}}{FeS} + \underset{\text{Salzsäure}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{Eisen(2)-chlorid}}{FeCl_2} + \underset{\text{Schwefelwasserstoff}}{H_2S\uparrow}$$

● Versuch 102: Prüfung des entwickelten Gases. *Vorsichtig prüfen wir den Geruch des Gases. Es riecht ekelerregend nach faulen Eiern. Ein an die Mündung des Glasrohres gehaltenes angefeuchtetes Stück blaues Lackmuspapier wird rot gefärbt.*

Schwefelwasserstoff riecht unangenehm nach faulen Eiern; er rötet blaues Lackmuspapier.

● Versuch 103: Verbrennung von Schwefelwasserstoff. *Wir entzünden das Gas an der Mündung des Glasrohres; es verbrennt mit blauer Flamme. Als Verbrennungsprodukt tritt das stechend riechende Schwefeldioxydgas auf.*

Schwefelwasserstoff verbrennt mit blauer Flamme zu Schwefeldioxyd und Wasserdampf.

● Versuch 104: Unvollkommene Verbrennung des H_2S. *Halten wir in die Flamme einen kalten Porzellanscherben, so setzt sich ein gelber Beschlag von Schwefel daran ab.*

Bei unvollkommener Verbrennung von Schwefelwasserstoff schlägt sich Schwefel nieder.

[142] Der Schwefelwasserstoff. Schwefelwasserstoff ist ein farbloses, sehr unangenehm riechendes, giftiges Gas. Das Gas riecht nach faulen Eiern, in denen sich durch Zersetzung des schwefelhaltigen Eiweises auch Schwefelwasserstoff bildet. Durch Zersetzung von Eiweiß entsteht er auch als gasförmiges Stoffwechselprodukt im tierischen und menschlichen Darm. Seine giftige Wirkung beruht auf einer Zersetzung der roten Blutkörperchen. Schwefelwasserstoff verbrennt mit blauer Flamme zu Wasserdampf und Schwefeldioxyd (Versuch 103); seine Verbrennungsgleichung lautet:

Schwefelwasserstoff ist ein Gas, das nach faulen Eiern riecht. Durch Zersetzung der roten Blutkörperchen wirkt er äußerst giftig. Er bildet sich als Stoffwechselprodukt bei der Zersetzung von Eiweiß im Darmkanal.

$$\underset{\text{Schwefelwasserstoff}}{H_2S} + \underset{\text{Sauerstoff}}{3\,O} \rightarrow \underset{\text{Wasserdampf}}{H_2O} + \underset{\text{Schwefeldioxyd}}{SO_2\uparrow}$$

An einem in die Flamme gehaltenen kalten Gegenstand (Versuch 104) schlägt sich Schwefel nieder, da der Schwefelwasserstoff dann nur unvollkommen verbrennt:

$$\underset{\text{Schwefelwasserstoff}}{H_2S} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O} \rightarrow \underset{\text{Wasserdampf}}{H_2O} + \underset{\text{Schwefel}}{S\downarrow}$$

[143] Löslichkeit des Schwefelwasserstoffs. In Wasser ist Schwefelwasserstoff löslich, wie Versuch 102 zeigt. Die wässerige Lösung rötet blaues Lackmuspapier, hat also Säureeigenschaften; es ist Schwefelwasserstoffsäure.

Schwefelwasserstoff löst sich im Wasser; die Lösung rötet blaues Lackmuspapier.

In Gegenden mit tätigen oder erloschenen Vulkanen finden sich bisweilen Quellwässer, in denen Schwefelwasserstoff gelöst ist; man nennt sie Schwefelquellen [74]. Häufig sind diese Quellwässer gleichzeitig warm (Schwefelthermen). Sie dienen als Heilwasser gegen rheumatische Erkrankungen (Kaiserquelle in Aachen).

Schwefelwasserstoff als Vulkangas löst sich in den Quellwässern vulkanischer Gegenden; diese Schwefelwässer dienen als Heilquellen (Aachen).

[144] Die bleichende Wirkung von Schwefeldioxyd

● Versuch 105: Schwefeldioxydbleiche. *In einen Standzylinder legen wir eine Rose und ein Stiefmütterchen. Dann entzünden wir Schwefelblume in einem Verbrennungslöffel und halten diesen in den offenen Standzylin-*

Schwefeldioxyd bleicht Farbstoffe. Es wird als Bleichmittel besonders für Strohhüte und tierische Fasern verwendet,

der hinein. Der Zylinder ist bald von Schwefeldioxydnebeln erfüllt, deren charakteristischen stechenden Geruch wir bereits kennen. Nun ziehen wir den Verbrennungslöffel heraus, verschließen den Zylinder mit einer Glasplatte und schütteln ihn einige Zeit um. Die Blumen werden entfärbt.

da letztere bei Chlorbehandlung eine gelbe Grundfärbung erhalten würden.

Diese Bleichwirkung des Schwefeldioxyds wird in der Industrie zum Bleichen von Wolle und Seide, von Federn und Schwämmen sowie zum Bleichen der Strohhüte ausgenutzt; ferner dient SO_2 in der Zellstoffindustrie zum Bleichen von Papier. Die Chlorbleiche [127] ist bei tierischen Fasern (Wolle, Seide) nicht anwendbar, da diese bei Chlorbehandlung eine gelbe Grundfärbung annehmen.

[145] Die desinfizierende Wirkung von Schwefeldioxyd. Schwefeldioxyd ist ein Giftgas von ätzender Wirkung auf die Schleimhäute und Atmungsorgane. Durch Abbrennen von Schwefelfäden (in flüssigen Schwefel eingetauchte und dann zum Trocknen aufgehängte Baumwollfäden) wird Ungeziefer in geschlossenen Wohnräumen abgetötet (Kammerjäger). Durch Abbrennen von Schwefelfäden in Weinfässern und Obstgläsern werden diese keimfrei gemacht (= „Ausschwefeln" der Gefäße).

Schwefeldioxyd als Giftgas tötet Keime und Ungeziefer. Wir verwenden es zum Ausschwefeln von Weinfässern und Obstgläsern sowie zum Vertilgen von Ungeziefer.

[146] Die Herstellung schwefliger Säure

● Versuch 106: *Noch einmal verbrennen wir in einem Standzylinder Schwefelblume, wie es in Versuch 105 beschrieben wurde. Vorher gießen wir in den Zylinder etwas Wasser und schütteln nach dem Verbrennen kräftig um. Versuchen wir jetzt, die Glasplatte abzuheben, so bemerken wir, daß sie am Zylinder festgesaugt ist.*

Schwefeldioxyd verbindet sich mit Wasser zu schwefliger Säure:

$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

Schweflige Säure färbt Lackmuspapier rot.

Es hat sich im Zylinder ein luftverdünnter Raum gebildet. Denn das Schwefeldioxydgas, welches den Zylinder erfüllt, vereinigt sich mit dem Bodenwasser zu schwefliger Säure:

$$\underset{\text{Schwefeldioxyd}}{SO_2} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{schweflige Säure}}{H_2SO_3}$$

Die schweflige Säure färbt eingetauchtes blaues Lackmuspapier rot.

[147] Herstellung von Schwefeltrioxyd

● Versuch 107: *Wir leiten Schwefeldioxyd und Sauerstoff in eine Woulffsche Flasche, d. i. eine Flasche mit zwei oder mehr Hälsen (Abb. 57). Das Gemisch beider Gase entweicht aus dem mittleren Hals der Woulffschen Flasche und gelangt in ein Kugelrohr, in dessen kugelartiger Erweiterung sich Platinasbest befindet. Es ist dies faserförmiger Asbest mit Platin in feinster Verteilung. Zunächst tritt das Gasgemisch aus dem Ende der Kugelröhre*

Schwefeldioxyd verbindet sich unter Mitwirkung von glühendem Platinasbest mit Sauerstoff zu Schwefeltrioxyd.
$SO_2 + O \longrightarrow SO_3\uparrow$

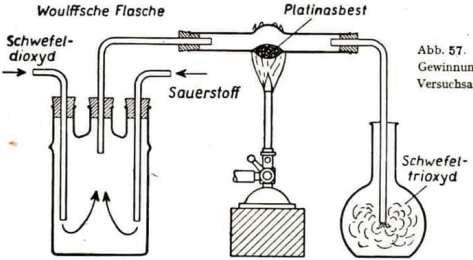


Abb. 57.
Gewinnung von Schwefeltrioxyd.
Versuchsanordnung für Versuch 107

unverändert wieder aus, wie man leicht an dem stechenden Geruch des SO_2 feststellen kann. Erhitzen wir aber den Platinasbest, so entweichen dicke Nebel von Schwefeltrioxyd SO_3, die in einem Kolben aufgefangen werden. Schütteln wir das Gas mit wenig Wasser gründlich durch, so verschwinden die Nebel. Das Wasser färbt blaues Lackmuspapier nunmehr rot, denn es hat sich mit dem Schwefeltrioxyd zu Schwefelsäure vereinigt.

Schwefeltrioxyd vereinigt sich mit Wasser zu Schwefelsäure H_2SO_4:
$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

a) Bildung des Schwefeltrioxyds:

$$\underset{\text{Schwefeldioxyd}}{SO_2} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O} \longrightarrow \underset{\text{Schwefeltrioxyd}}{SO_3\uparrow}$$

b) Bildung der Schwefelsäure:

$$\underset{\text{Schwefeltrioxyd}}{SO_3} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{Schwefelsäure}}{H_2SO_4}$$

[148] Kontaktsubstanzen. Untersucht man nach dem Versuch 107 den Platinasbest, so findet man, daß er sich in keiner Weise stoff- oder mengenmäßig verändert hat.

Katalysatoren oder Kontaktsubstanzen beschleunigen die Geschwindigkeit einer Reaktion oder führen sie überhaupt erst

Seine Gegenwart allein genügt, um Schwefeldioxyd und Sauerstoff zu Schwefeltrioxyd zu verbinden. Die Vereinigung beider Stoffe findet ohne sein Zutun nicht statt.

in den meßbaren Bereich über; sie selbst beteiligen sich weder stoffmäßig noch mengenmäßig an der Reaktion.

Derartige Stoffe, die durch ihre bloße Gegenwart chemische Reaktionen einleiten oder beschleunigen, ohne selbst dabei verändert zu werden, nennt man *Katalysatoren* oder *Kontaktsubstanzen* (Kontakt = Berührung). Häufig führen sie durch Reaktionsbeschleunigung chemische Vorgänge, die unter Normalbedingungen unmerkbar langsam ablaufen, in den meßbaren Bereich über, so daß wir den Ablauf dann erst wahrnehmen können. Als Katalysatoren wirken meist feinst verteilte Metalle und Metallverbindungen (Nickel, Kupfer, Platin, Osmium, Eisentrioxyd usw.).

[149] **Katalysatoren im tierischen und pflanzlichen Körper.** Katalysatoren spielen auch bei den chemischen Umsetzungen im Tier- und Pflanzenkörper eine beherrschende Rolle. Sie sind dem Laien unter den Namen „*Fermente*", „*Enzyme*", „*Vitamine*" und „*Hormone*" bekannt. Sie wissen, daß z. B. die Vitamine als „Ergänzungsnährstoffe" für uns unbedingt notwendig sind. Andererseits genügen bereits geringe Mengen, um Mangelkrankheiten zu verhindern. *Diese geringen Mengen nehmen nicht selbst an den chemischen Reaktionen teil, sondern steuern katalytisch die chemischen Reaktionen im Körper.* Ebenso wirken die von den inneren Drüsen ausgeschiedenen Hormone nur steuernd auf den Chemismus im Körper der Tiere und Menschen ein.

Enzyme, Fermente, Vitamine und Hormone sind Katalysatoren im tierischen bzw. pflanzlichen Körper. Durch ihre Gegenwart steuern sie die chemischen Vorgänge in den Lebewesen. Bei ihrem Fehlen zeigen sich typische Mangelkrankheiten und Gleichgewichtsstörungen im Ablauf der chemischen Vorgänge.

22. Kapitel: Die Säuren

A. Lehrgang	B. Kurzfassung
[150] **Bisher besprochene Säuren.** Wir haben schon verschiedene Säuren kennengelernt. Bei der Besprechung der Chlorverbindungen begegnete uns im 18. Kapitel *die Salzsäure.* Sie hat die Formel HCl ([121] und [122]); sie ist farblos [119], riecht stechend [119] und färbt blaues Lackmuspapier rot [118].	HCl = Salzsäure farblos; stechender Geruch; Rotfärbung von Lackmus.
Im 21. Kapitel lernten wir verschiedene Schwefelverbindungen als Säuren kennen:	H_2S = Schwefelwasserstoff farblos; Geruch nach faulen Eiern; Rotfärbung von Lackmus.

a) den *Schwefelwasserstoff* [141] mit der Formel H_2S; er ist farblos, riecht nach faulen Eiern und färbt Lackmuspapier rot;
b) die *schweflige Säure* mit der Formel H_2SO_3 [146]; sie ist farblos und färbt Lackmuspapier rot;
c) die *Schwefelsäure* mit der Formel H_2SO_4 [147]; sie ist farblos und färbt Lackmuspapier rot.

H_2SO_3 = schweflige Säure farblos; Rotfärbung von Lackmus.
H_2SO_4 = Schwefelsäure farblos; Rotfärbung von Lackmus.

[151] Die Säuren als Wasserstoffverbindungen
Aus den chemischen Formeln ersehen wir, daß alle Säuren Wasserstoff enthalten. Dies ist ein charakteristisches Gruppenmerkmal aller Säuren. Was nach Wegnahme des Wasserstoffes von der Formel noch übrigbleibt, bezeichnet man als *Säurerest*. Schwefelsäure hat den Säurerest (SO_4), schweflige Säure (SO_3), Schwefelwasserstoff (S) und Salzsäure (Cl).

Die Säuren bestehen aus einem oder mehreren Wasserstoffatomen und einem Säurerest.

Wasserstoff		Säurerest
H	·	Cl
H_2	·	S
H_2	·	SO_3
H_2	·	SO_4

[152] Radikale. Der Säurerest kann für sich allein meist nicht bestehen. Es gibt z. B. keine Verbindung (SO_4). Vielmehr tritt $(SO_4)^{II}$ als zweiwertige Gruppe auf, die geschlossen von einer Verbindung in die andere übergehen kann und in sich fest zusammenhält. Derartige Gruppen, die nur als Teile einer Verbindung auftreten und einen festen Zusammenhalt in sich wahren, bezeichnet man in der Chemie als *Radikale*[1]).
Die Säurereste als Radikale, d. h. als Teile einer Verbindung, haben auch eine Wertigkeit. In [60] hatten wir die Wertigkeit als die Zahl der Wasserstoffatome definiert, die ein Atom eines Elementes chemisch zu binden vermag. Da die Radikale wie Einzelatome von einer Verbindung in die andere übergehen können, ergibt sich die Wertigkeit der Radikale ebenfalls aus der Anzahl der Wasserstoffatome, die von ihnen gebunden werden können. Die Wertigkeit drücken wir durch römische Zahlen aus:

$$(Cl)^{I}, (S)^{II}, (SO_3)^{II}, (SO_4)^{II}$$

Oder wir stellen die Wertigkeit strukturmäßig dar, indem wir jede freie Bindekraft durch einen Verbindungsstrich darstellen:

$$-Cl, >S, >SO_3, >SO_4$$

Die entsprechenden Säuren würden dann folgende Strukturformeln erhalten:

$$H-Cl, \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>S, \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>SO_3, \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>SO_4$$

Radikale sind in sich geschlossene Atomgruppen innerhalb eines Moleküls. Sie wandern geschlossen von einem Molekül in das andere über und sind selbständig nicht existenzfähig.

Die Säurereste haben wie die Einzelatome im Molekül eine bestimmte Wertigkeit; sie ergibt sich aus der Anzahl der Wasserstoffatome, die von ihnen im Säuremolekül gebunden werden. Die Wertigkeit kann auch strukturmäßig durch Verbindungsstriche zwischen den Einzelatomen bzw. zwischen den Atomen und den Radikalen dargestellt werden.

[1]) radix (lat.) = Wurzel.

[153] Wasserstoffsäuren und Sauerstoffsäuren

In den Wasserstoffsäuren ist der Säurerest ein Nichtmetall, in den Sauerstoffsäuren hingegen ein Nichtmetalloxyd.

Säuren, deren Säurerest nur aus einem Nichtmetall besteht, heißen *Wasserstoffsäuren*. Säuren, die in ihrem Säurerest außer einem Nichtmetall auch noch Sauerstoff enthalten, heißen *Sauerstoffsäuren*.

In unserer Aufstellung sind

Wasserstoffsäuren: Salzsäure und Schwefelwasserstoff, Sauerstoffsäuren: schweflige Säure und Schwefelsäure.

Oft bildet ein Element mehrere Sauerstoffsäuren mit verschieden hohem Sauerstoffgehalt aus. Die Säure mit dem geringeren Sauerstoffgehalt wird dann als *...ige Säure*, diejenige mit dem höheren Sauerstoffgehalt schlechthin als *...säure* bezeichnet.

Sind von einem Nichtmetall mehrere Sauerstoffsäuren vorhanden, so bezeichnet man die Säure mit dem geringeren Sauerstoffgehalt als ....ige Säure, diejenige mit dem höheren Sauerstoffgehalt schlechthin als ....säure.

Von den beiden Sauerstoffsäuren des Schwefels hat die schweflige Säure weniger Sauerstoff (H_2SO_3), die Schwefelsäure mehr Sauerstoff (H_2SO_4).

[154] Die Säuren und die säurebildenden Oxyde

Der Säurerest enthält stets ein Nichtmetall. Säuren sind also allgemein *Nichtmetallverbindungen mit Wasserstoff*. Das Nichtmetall der Salzsäure ist Chlor, das der Schwefelsäure Schwefel.

Der Säurerest enthält stets ein Nichtmetall. Säuren sind Verbindungen von Nichtmetall mit Wasserstoff.

Sauerstoffsäuren können sich aus den entsprechenden Nichtmetalloxyden bilden. So entstand die schweflige Säure H_2SO_3 aus dem Schwefeldioxyd SO_2 [146] und die Schwefelsäure H_2SO_4 aus dem Schwefeltrioxyd SO_3 [147].

Die Nichtmetalloxyde bilden mit Wasser Säuren; man bezeichnet sie daher auch als säurebildende Oxyde.

Man bezeichnet daher allgemein die Nichtmetalloxyde als *säurebildende Oxyde*. Mit Wasser H_2O vereinigen sie sich zu den entsprechenden Säuren, z. B.:

$$\underset{\text{Schwefeldioxyd}}{SO_2} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{schweflige Säure}}{H_2SO_3}$$

[155] Anhydrid und Anhydrit. Wie wir die Säuren in ihrer Entstehung von den säurebildenden Oxyden ableiten können [154], so können wir umgekehrt auch die säurebildenden Oxyde aus den Säuren entstanden denken:

Die Nichtmetalloxyde kann man als Säuren auffassen, aus deren Molekülen H_2O herausgezogen ist. Man bezeichnet sie daher auch als Säureanhydride.

Säuremolekül — Wasser = säurebildendes Oxyd

z. B.: $\underset{\text{schweflige Säure}}{H_2SO_3} - \underset{\text{Wasser}}{H_2O} = \underset{\text{Schwefeldioxyd}}{SO_2}$

Im Griechischen bedeutet ánhydros „wasserfrei"; wir bezeichnen daher in der Chemie derartige Verbindungen als *Anhydride*. Die säurebildenden Oxyde sind also gleichzeitig auch *Säureanhydride* (= *Säure — Wasser*). SO_2 ist Schwefligsäureanhydrid.

Im Gegensatz zu dem Sammelbegriff „*Anhydrid*" für Verbindungen, aus deren Molekül H_2O herausgezogen wurde, gibt es auch den „*Anhydrit*" [103]; mit diesem Namen bezeichnet man ein ganz bestimmtes Mineral.

[156] **Kristallwasserhaltige Verbindungen.** Beim Verdunsten des Lösungsmittels (Versuch 15) kristallisieren die meisten gelösten Stoffe aus. Die vorher in der Flüssigkeit verteilten Moleküle lagern sich hierbei in regelmäßiger Form zu Kristallen zusammen, und jeder Stoff entwickelt eine ihm eigentümliche Kristallform.

Meist lagern sich bei der Kristallisation an die Moleküle einer Verbindung Kristallwassermoleküle an, ohne daß hierdurch die chemische Struktur der Verbindung sich ändert. Beim Erhitzen der Kristalle entweicht das Kristallwasser wieder; ein amorphes Pulver bleibt zurück.
Es handelt sich nicht um einen Einbau des Kristallwassers in das Molekül, sondern um einen reinen Anbau zu einem Molekülverband.

Meist werden bei der Kristallbildung auch Wassermoleküle in bestimmter Anzahl hinzugezogen, die sich an die Moleküle des gelösten Stoffes locker anlagern, ohne deren chemische Struktur zu verändern. Die chemische Formel verändert sich also nicht; wir fügen nur die hinzugetretenen Wassermoleküle, das „*Kristallwasser*", an die Formel durch Punkt oder Pluszeichen an.

Gips hat die Formel $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, d. h.: in den Gipskristallen sind je 2 Wassermoleküle mit einem Molekül Kalziumsulfat zu einem lockeren Molekülverband zusammengetreten. Der Punkt deutet die Verbindungsstelle der 3 Moleküle an und wird nicht mitgelesen.

Beim Erhitzen der Kristalle entweicht das Kristallwasser in Form von Wasserdampf. Hierbei gibt der Punkt die Trennungsstelle des Molekülverbandes an; die chemische Struktur der Verbindung wird wiederum nicht verändert. Durch den Austritt des Kristallwassers wird die Kristallform zerstört. Es bleibt ein *amorphes*[1]) *Pulver* übrig.

Eine Ausnahme von der Regel bildet das Kochsalz. Es nimmt beim Auskristallisieren Wasser aus der Lösung auf, braucht dieses aber nicht zur Ausbildung seiner Kristalle, sondern schließt es nur zwischen den Kochsalzmolekülen ein.

● Versuch 108: Erhitzen von Kochsalzkristallen. *Wenn Sie Kochsalzkristalle in einer Flamme erhitzen, so hören*

[1]) ámorphos (griech.) = gestaltlos.

Sie krachende Geräusche, während Salzteile breitgeschleudert werden. Das Kristallwasser zwischen den Kristallen verdampft, wobei sein Volumen stark zunimmt. Die Volumenvergrößerung bewirkt ein Zerspringen der Kristallmassen.

[157] **Gips und Anhydrit.** Anhydrit und Gips haben chemisch die gleiche Zusammensetzung; ihre Formel heißt $CaSO_4$. Bei der Kristallisation des Gipses werden an jedes Molekül der Verbindung 2 Moleküle Kristallwasser angelagert: $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$. Der Anhydrit hingegen ist eine wasserfreie Verbindung (Gips minus Wasser) von der Formel $CaSO_4$.

Gips ist eine kristallwasserhaltige Verbindung von der Formel $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Anhydrit ist chemisch das gleiche; er ist wasserfreier Gips $CaSO_4$.
Es gibt nur ein Mineral Anhydrit, aber es gibt viele Anhydride!

Merken Sie also:

Es gibt nur *einen* Anhydrit (= wasserfreier Gips). Aber es gibt *viele* Anhydride.

[158] **Das Molekulargewicht kristallwasserhaltiger Verbindungen.** Der Malpunkt in der Formel des Gipses ist die Stelle der *Anlagerung der Wassermoleküle*; er deutet daher rechnerisch keine Multiplikation an, sondern bezeichnet nur eine schwache Stelle innerhalb des Molekularverbandes. An dieser Stelle bricht der Verband beim Erwärmen durch Austreten des Kristallwassers wieder auseinander. Wir berechnen das Molekulargewicht des Gipses durch Addition der Atomgewichte sämtlicher im Molekularverband zusammengefaßter Atome:

Bei der Berechnung des Molekulargewichtes einer kristallwasserhaltigen Substanz wird das Molekulargewicht der angelagerten Kristallwassermoleküle zum Molekulargewicht der Verbindung addiert.

$$\begin{array}{ccccccccc} Ca & S & O_4 & \cdot & 2 & H_2 & O & & \\ (40 + & 32 + & 4 \cdot 16) & + & 2 \cdot & (2 \cdot 1 & + 16) & = & 172 \end{array}$$

[159] **Versuche zur Einwirkung von Metallen auf Säuren**

● Versuch 109: Salzsäure + Natrium. *In einem Becherglas werfen wir auf etwas konzentrierte Salzsäure ein Stückchen reines Natrium. Das Metall fährt auf der Oberfläche zischend hin und her und verschwindet allmählich. Wir wiederholen den Versuch mit einem zweiten Stückchen Natrium und beobachten denselben Vorgang. Am Boden des Becherglases setzt sich eine weiße Masse ab. Nun bringen wir den Gesamtinhalt des Glases in eine Porzellanschale und dampfen ihn auf dem Drahtnetz ein, bis ein fester, weißer Rückstand übrigbleibt. Wir kosten ihn; es ist Kochsalz.*

Es hat sich also das Clor der Salzsäure mit dem Natrium verbunden, während der Wasserstoff als unsichtbares Gas in Freiheit gesetzt wurde.

● Versuch 110: Salzsäure + Zink. *Im Prüfglas übergießen wir einige Stückchen Zink mit verdünnter Salzsäure. Es tritt eine lebhafte Gasentwicklung ein, die wir durch gelindes Erwärmen steigern können. Halten wir die Mündung des Probierglases an die Flamme, so entzündet sich das Gas mit leichtem Puff und brennt dann mit schwachblauer Flamme ab. Es handelt sich um Wasserstoffgas, das mit Restluft im Glase zunächst eine schwache Knallgasexplosion gibt und dann ruhig abbrennt. Zum Schluß gießen wir die Flüssigkeit von dem unverbrauchten Zink in eine Porzellanschale ab und dampfen ein. Es bleibt ein weißer, salzartiger Stoff zurück.*

Die Zersetzung der Salzsäure durch Zink oder Eisenpulver hatten wir schon in Versuch 86 durchgeführt, um die Zusammensetzung der Salzsäure zu ermitteln.

● Versuch 111: Salzsäure + Eisen. *Wenn wir Eisenfeilspäne mit verdünnter Salzsäure übergießen, so entwickelt sich wieder Wasserstoff, den wir ebenso wie in Versuch 110 nachweisen können. Beim Eindampfen hinterbleibt ein schmutziggrüner, salzartiger Stoff.*

● Versuch 112: Schwefelsäure + Zink. *Nunmehr übergießen wir einige Stückchen Zink im Prüfglas mit verdünnter Schwefelsäure und erwärmen das Glas mäßig. Es bildet sich Wasserstoff. Beim Eindampfen scheidet sich ein weißer, salzartiger Stoff ab.*

Diese Reaktion diente uns in Versuch 65 zur Herstellung von Wasserstoffgas.

● Versuch 113: Schwefelsäure + Eisen. *Wenn Sie Eisenfeilspäne im Prüfglas mit verdünnter Schwefelsäure übergießen und gelinde erwärmen, so läßt sich wieder die Bildung von Wasserstoff nachweisen. Wir erwärmen so lange, bis sich kein Wasserstoff mehr bildet, und filtrieren dann in eine Porzellanschale, die wir einige Tage stehen lassen. Das aufgefangene Filtrat sieht grün aus; beim Stehen scheiden sich grüne Kristalle aus.*

Wir können die Versuche auch mit schwefliger Säure wiederholen oder mit anderen Metallen, z. B. mit Magnesium oder Aluminium fortsetzen. Immer bildet sich Wasserstoff, der aus den verwendeten Säuren stammt.

[160] Definition der Säuren. Wenn Säuren auf Metalle einwirken, wird der Wasserstoff aus dem Säuremolekül in Freiheit gesetzt. An die Stelle des Wasserstoffs tritt Metall in das Säuremolekül ein.

Säuren sind Verbindungen von einem oder mehreren Atomen Wasserstoff, der durch Metall ersetzbar ist, mit einem Säurerest, der ein Nichtmetall oder ein Nichtmetalloxyd ist. Die Säuren sind farblos, schmecken sauer, wirken ätzend und färben blauen Lackmusfarbstoff rot [150].

Säuren sind Verbindungen von Wasserstoffatomen mit einem Säurerest (Nichtmetall oder Nichtmetalloxyd) Der Wasserstoff ist durch Metalle ersetzbar. Die Säuren sind farblos, schmecken sauer, wirken ätzend und färben blauen Lackmusfarbstoff rot.

23. Kapitel: Die Salze

A. Lehrgang	B. Kurzfassung

[161] Die Salze. Wenn der Wasserstoff im Säuremolekül durch Metalle ersetzt wird, entstehen Verbindungen, die man als „Salze" bezeichnet. Die Salze enthalten einen metallischen Bestandteil und einen Säurerest. Es sind Metall-Nichtmetall-Verbindungen.

Die Metalle verdrängen eine ihrer Wertigkeit entsprechende Anzahl von Wasserstoffatomen aus dem Säuremolekül und setzen sich an deren Stelle. Das einwertige Natriumatom ersetzt ein Wasserstoffatom, die zweiwertigen Zink- und Eisenatome ersetzen zwei Wasserstoffatome. Wir erhalten also für die einzelnen Versuche des Abschnittes [159] folgende Gleichungen:

Salze entstehen, wenn der Wasserstoff im Säuremolekül durch Metall ersetzt wird.
Die Salze sind Metall-Nichtmetall-Verbindungen.

Versuch 109:

$$Na + HCl \longrightarrow NaCl + H\uparrow$$

Natrium — Salzsäure — „Salz" — Wasserstoff

Versuch 110:

$$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + 2\,H\uparrow$$

Zink — Salzsäure — „Salz" — Wasserstoff

Versuch 111:

$$Fe + 2\,HCl \longrightarrow FeCl_2 + 2\,H\uparrow$$

Eisen — Salzsäure — „Salz" — Wasserstoff

Versuch 112:

$$\underset{\text{Zink}}{Zn} + \underset{\text{Schwefelsäure}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{„Salz"}}{ZnSO_4} + \underset{\text{Wasserstoff}}{2\,H\uparrow}$$

Versuch 113:

$$\underset{\text{Eisen}}{Fe} + \underset{\text{Schwefelsäure}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{„Salz"}}{FeSO} + \underset{\text{Wasserstoff}}{2\,H\uparrow}$$

Die Gleichungen der Einzelversuche können wir zu einer allgemeingültigen Gesamtgleichung zusammenfassen, die uns die **erste Form der Salzbildung** zeigt:

Metall + Säure → Salz + Wasserstoff

Nach diesem Verfahren wird oft Wasserstoffgas hergestellt (Versuch 65).

Erste Form der Salzbildung: Metall + Säure = Salz + Wasserstoff. Diese Methode dient oft zur Herstellung von Wasserstoffgas.

[162] Benennung der Salze. Früher benannte man die Salze, indem man an den nichtmetallischen Bestandteil den Namen des Metalles anfügte; oder man gab die Säure an, in deren Molekül das Metall eingetreten war.

$NaCl$ = Chlornatrium = salzsaures Natrium,
$MgCl_2$ = Chlormagnesium = salzsaures Magnesium,
$CaSO_4$ = schwefelsaures Kalzium (= Anhydrit).

Wegen ihrer Einfachheit haben auch wir in den Anfangskapiteln diese Bezeichnungen verwendet, da wir die exakte chemische Namengebung noch nicht kannten.

Früher benannte man die Salze durch Anfügung des metallischen Bestandteiles an den nichtmetallischen oder an die Bezeichnung der Ausgangssäure. (Chlornatrium; Schwefelsaures Kalzium).

Heute ist es üblich, bei der Benennung vom Säurerest auszugehen. Die Kombinationsmöglichkeiten zwischen den verschiedenen Metallen und Säuren ergeben eine große Anzahl von Salzen. Alle Salze, die denselben Säurerest enthalten, also von derselben Säure abstammen, faßt man unter einem gemeinsamen Familiennamen zusammen. Die genaue Bezeichnung des einzelnen Salzes erfolgt dadurch, daß der Name des im Salzmolekül enthaltenen Metalls als Vorname vor diesen Familiennamen gesetzt wird.

Heute geht man bei der Benennung vom Säurerest aus. Alle Salze mit demselben Säurerest erhalten einen gemeinsamen Familiennamen, dem das Metall als Vorname vorgestellt wird.

[163] Benennung der Salze der Wasserstoffsäuren. Der Säurerest der Wasserstoffsäuren enthält *keinen Sauerstoff* [153]. Bei der Benennung der Salze von Wasserstoffsäuren fügt man an den Wortstamm des Nichtmetalles die Endung „*...id*" an.

Die Salze der Wasserstoffsäuren enden auf ...id (Natriumchlorid, Bleisulfid).

So heißen alle Salze der Salzsäure HCl Chlor*id*, alle Salze des Schwefelwasserstoffes H_2S Sulf*id*. (lat.: sulfur = Schwefel.) Die einzelnen Chloride z. B. werden nach dem Metall unterschieden, das die Salzbildung veranlaßt.

Die Salze der Wasserstoffsäuren tragen die Endung ... **id**	
NaCl = Natriumchlorid KCl = Kaliumchlorid AgCl = Silberchlorid	FeS = Eisensulfid PbS = Bleisulfid ZnS = Zinksulfid

[164] Benennung der Salze der Sauerstoffsäuren

Wir unterscheiden

Sauerstoffsäuren mit	
a) geringerem Sauerstoffgehalt	b) höherem Sauerstoffgehalt
H_2SO_3 = schweflige Säure $HClO_2$ = chlorige Säure	H_2SO_4 = Schwefelsäure $HClO_3$ = Chlorsäure
Die Salze dieser Säuren tragen die Endungen	
...**it**	...**at**
Beispiele:	
Na_2SO_3 = Natrium**sulfit** K_2SO_3 = Kalium**sulfit** $NaClO_2$ = Natrium**chlorit** $KClO_2$ = Kalium**chlorit**	Na_2SO_4 = Natrium**sulfat** K_2SO_4 = Kalium**sulfat** $NaClO_3$ = Natrium**chlorat** $KClO_3$ = Kalium**chlorat**

Auf ...it enden die Namen der Salze von Sauerstoffsäuren mit geringerem Sauerstoffgehalt, auf ...at diejenigen von Säuren mit höherem Sauerstoffgehalt.

Aussprache der Namen:

Na_2S = Natriumsulf**id**; Na_2SO_2 = Natriumsulf**it**.

In „Natriumsulf**īd**" wird die letzte Silbe mit langgezogenem „ī" gesprochen, etwa wie „-fied". In „Natriumsulf**ĭt**" wird die letzte Silbe mit kurzem „ĭ" gesprochen, etwa wie „-fitt".

...id: ī lang gesprochen, ...it: ĭ kurz gesprochen.

[165] Übersicht: Säuren und zugehörige Salze

Element (Nichtmetall)	Wasserstoffsäure	Salz	Sauerstoffsäuren mit weniger O	Salz	mehr O	Salz
Chlor	HCl Salzsäure	Chlor*id*	$HClO_2$ chlorige Säure	Chlor*it*	$HClO_3$ Chlorsäure	Chlor*at*
Schwefel	H_2S Schwefelwasserstoff	Sulf*id*	H_2SO_2 schweflige Säure	Sulf*it*	H_2SO_4 Schwefelsäure	Sul*fat*
Stickstoff		(Nitr*id*)	HNO_2 salpetrige Säure	Nitr*it*	HNO_3 Salpetersäure	Nitr*at*
Kohlenstoff		(Karbid)			(H_2CO_3) Kohlensäure	Karbon*at*
Silizium					H_2SiO_3 Kieselsäure	Sili*kat*

Tabelle 3. Benennung der Salze

[166] Bildung der Salzformeln von einwertigen Metallen. Die exakte Namengebung der Abschnitte [163] bis [165] ermöglicht mühelos die Bildung der zugehörigen Formeln für die einzelnen Salze, wenn man nur die Wertigkeit des im Salz enthaltenen Metalles kennt.

Bei der Salzbildung ersetzt ein Metallatom stets eine seiner Wertigkeit entsprechende Menge von Wasserstoffatomen.

Bei der Entstehung von Salzen aus Säure und Metall wird ein Wasserstoffatom immer durch ein Atom eines einwertigen Metalls ersetzt, zwei Wasserstoffatome werden durch ein Atom eines zweiwertigen oder durch zwei Atome eines einwertigen Metalls ersetzt usw.

In der Salzsäure HCl läßt sich das Wasserstoffatom durch ein Atom der einwertigen Metalle Natrium, Kalium oder Silber ersetzen (Na^I, K^I, Ag^I). Wir erhalten dann die Salzformeln

$NaCl$ = Natriumchlorid
KCl = Kaliumchlorid
$AgCl$ = Silberchlorid.

Wollen wir von denselben Metallen die Salze der Schwefelsäure bilden, so müssen wir die beiden Wasser-

stoffatome der Formel H_2SO_4 durch zwei Metallatome ersetzen:

Na_2SO_4 = Natriumsulfat
K_2SO_4 = Kaliumsulfat
Ag_2SO_4 = Silbersulfat.

Entsprechend bilden wir die Formeln der Sulfite und der Sulfide:

Na_2SO_3 = Natriumsulfit, Na_2S = Natriumsulfid.

[167] Bildung der Salzformeln von zweiwertigen Metallen. Bilden Sie die Formel für Zinkchlorid!

Lösung: Zink ist zweiwertig: Zn^{II}. Es verdrängt zwei Wasserstoffatome. Ein Molekül Salzsäure HCl enthält aber nur ein H-Atom. Also müssen wir von zwei Salzsäuremolekülen ausgehen:

$$Zn + \begin{matrix} HCl \\ HCl \end{matrix} \text{ ergibt } Zn\begin{matrix} Cl \\ Cl \end{matrix} \text{ (Strukturformel)}$$

oder $ZnCl_2$ (Summenformel).

Die Sulfatformeln der zweiwertigen Metalle sind leicht anzugeben, da die zwei Wasserstoffatome der Schwefelsäure H_2SO_4 durch ein Atom eines zweiwertigen Metalls ersetzt werden:

$ZnSO_4$ = Zinksulfat
$MgSO_4$ = Magnesiumsulfat
$CaSO_4$ = Kalziumsulfat (= Anhydrit, Gips).

In der gleichen Weise werden die Formeln der Sulfide und Sulfite gebildet:

ZnS = Zinksulfid; $ZnSO_3$ = Zinksulfit.

[168] Bildung der Salzformeln von dreiwertigen Metallen. Dreiwertige Metalle ersetzen drei Wasserstoffatome. Also müssen wir beim Aluminium Al^{III} von drei Molekülen Salzsäure ausgehen

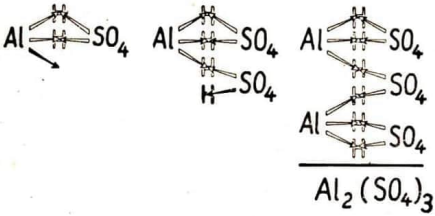
$$\begin{matrix} H - Cl \\ H - Cl \\ H - Cl \end{matrix}$$

und erhalten die Strukturformel $Al\begin{matrix} Cl \\ Cl \\ Cl \end{matrix}$

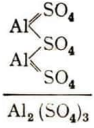
oder die Summenformel $AlCl_3$ für Aluminiumchlorid, bzw. $FeCl_3$ für Eisen(3)chlorid [132].

Wenn Sie die entsprechenden Sulfatformeln bilden wollen, so gibt es drei Wege:

a) Arbeiten mit der *Strukturformel* (die einzelnen Stadien der Überlegung sind nacheinander dargestellt):



b) Durch *Überlegung*. Die Anzahl der Wasserstoffatome im Säuremolekül (2) ist nicht teilbar durch die Wertigkeit des Metalls (3). Wir suchen die kleinste Zahl, die durch beide Größen teilbar ist (6) und haben damit die Anzahl der sich ersetzenden Wertigkeiten gewonnen. Sechs einwertige Wasserstoffatome werden durch zwei dreiwertige Metallatome ersetzt. Sechs H-Atome sind aber in drei Säuremolekülen enthalten. Die Summenformel lautet also: $Al_2(SO_4)_3$. Diese Summenformel können Sie aus der oberen Strukturformel ablesen, wenn Sie die gleichen, übereinanderstehenden Gruppen addieren.



c) Durch die Über-Kreuz-Methode mit Hilfe der Wertigkeit des Säurerestes [64]:

Die entsprechende Formel für Eisen(3)sulfat lautet $Fe_2(SO_4)_3$.

A. Lehrgang	B. Kurzfassung

[169] Sulfide. Die Salze des Schwefelwasserstoffs sind die *Sulfide*. Viele von ihnen sind als Mineralien[1]), d.h. als natürlich vorkommende Bestandteile der Erdrinde weit verbreitet. Als Schwefelverbindungen wichtiger Gebrauchsmetalle nennt man sie auch „*sulfidische Erze*". Gewöhnlich werden sie nicht mit ihren chemischen Namen bezeichnet, sondern haben schon vor Jahrhunderten von den Bergleuten besondere Namen erhalten.

Die Salze des Schwefelwasserstoffs, die Sulfide, kommen als weit verbreitete Mineralien vor. Man nennt sie sulfidische Erze; von den Bergleuten erhielten sie meist besondere Namen.

[170] **Bleisulfid.** Das häufigste Bleierz ist das Bleisulfid PbS. Es erhielt den Namen *Bleiglanz* (Abb. 58). PbS glänzt dunkel metallisch und sieht dem Blei sehr ähnlich. Bergmännisch wird es abgebaut bei Freiberg i. Sa., im Harz am Rammelsberg bei Goslar (ausgebeutet seit dem Jahre 968), im Rheinischen Schiefergebirge, bei Aachen, in Oberschlesien, in Kärnten (Bleiberg) und in Westböhmen.

Bleiglanz PbS ist das häufigste Bleierz. Es glänzt dunkel metallisch und sieht dem Blei ähnlich.

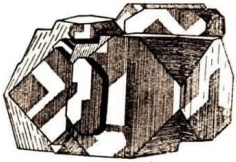


Abb. 58. Bleiglanz

[171] **Zinksulfid.** Zinksulfid ZnS ist das wichtigste Zinkerz. Als *Zinkblende* findet es sich meist mit Bleiglanz und Silberglanz zusammen in den gleichen Lagerstätten. Es glänzt glasartig, sieht braunschwarz aus und wird im Harz (Rammelsberg bei Goslar), bei Aachen, in Oberschlesien, in Kärnten und Westböhmen abgebaut.

Zinkblende ist das wichtigste Zinkerz und findet sich meist vergesellschaftet mit Bleiglanz und Silberglanz.

[172] **Silbersulfid.** Der *Silberglanz* Ag_2S ist eines der reichsten Silbererze und findet sich als Beimengung im Bleiglanz (1%) und im Kupferschiefer. Geringe Lager finden sich in Freiberg in Sachsen.

Silberglanz ist eines der reichsten Silbererze. Es kommt zusammen mit dem Bleiglanz und der Zinkblende und in den Kupferschieferlagern vor.

[173] **Kupfersulfide.** Unsere wichtigsten Kupfererze sind Kupferglanz Cu_2S, Kupferkies $CuFeS_2$ (Rammels-

Kupferglanz, Kupferkies und Buntkupfererz sind unsere wichtigsten Kup-

[1]) mineralis (lat.) = zum Bergwerk gehörig.

berg bei Goslar) und eine Mischung beider, das Buntkupfererz $CuFeS_2 \cdot Cu_2S$. Beim Verwittern dieser Erze bilden sich schön gefärbte, bunte Kupferverbindungen, wie z. B. die blaue Kupferlasur, der grüne Malachit, das blaue Kupfervitriol und dazu das grüne Eisen-

fererze. Bei der Verwitterung bilden sich aus ihnen Kupferlasur, Malachit, Kupfer- und Eisenvitriol.

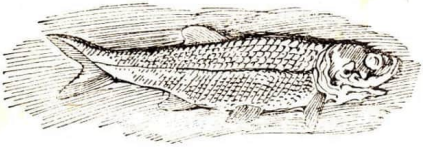


Abb. 59. Fischversteinerung im Mansfelder Kupferschiefer (Palaeoniscus Freieslebeni; eine ausgestorbene Gattung der Schmelzschupper aus dem Perm-Zeitalter) 1/4 nat. Größe

vitriol. Ausgelaugte und verwitterte Kupfererze bewirken z. T. die Buntfärbung der Feengrotten von Saalfeld, die aus den Stollen eines alten Alaunschieferbergwerkes hervorgegangen sind. Sie färben den Rio-Tinto-Fluß Südspaniens, der in den Rio-Tinto-Minen der Sierra Morena entspringt. Diese giftigen Kupferverbindungen bewirkten das gewaltige Fischsterben im Zechsteinmeer; massenhaft finden wir heute noch die versteinerten Fischleichen (Abb. 59) der damaligen Zeit in den Kupferschieferlagern des Mansfelder Kreises (Harzvorland; s. Abb. 44). Das Erz ist in Form feinster Stäubchen im Gestein verteilt, so daß dieses im Sonnenlicht metallisch schimmert. Der Mansfelder Kupferschieferbergbau ist seit dem Jahre 1200 in Betrieb. Das Kupferschieferflöz ist nur 0,50 bis 0,60 cm mächtig; die abbauwürdige Schicht von nur

Für die Kupfergewinnung Deutschlands ist besonders wichtig der Mansfelder Kupferschiefer mit einem Gehalt von 2—4% Kupfer und 0,02% Silber.

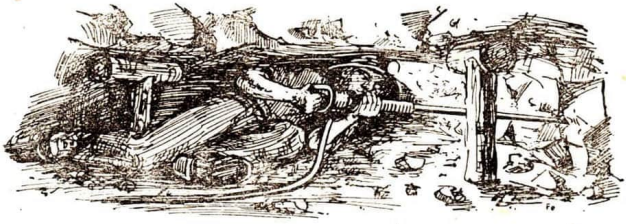


Abb. 60. Mansfelder Kumpel beim Abbau des Kupferschiefers

10 cm Höhe ergibt eine Ausbeute von 2 bis 4% Kupfer und 0,02% Silber. In mühseliger Arbeit wird das Flöz von den Kumpels im Liegen abgebaut (Abb. 60).

[174] **Eisensulfide.** In Versuch 22 hatten wir *Schwefeleisen FeS* hergestellt, das wir nunmehr genauer als *Eisensulfid* bezeichnen.

Eisen bildet zwei Sulfide:

a) Schwefeleisen FeS

b) Eisendisulfid FeS_2, das unter den Namen Schwefelkies, Eisenkies und Pyrit bekannt ist und die wichtigste Ausgangsverbindung zur Herstellung der Schwefelsäure darstellt.

In der Natur findet sich als sulfidisches Erz eine zweite Sulfidform des Eisens von der Formel FeS_2, die chemisch als Eisendisulfid (di = 2, nämlich zweimal Sulfid) zu bezeichnen wäre.

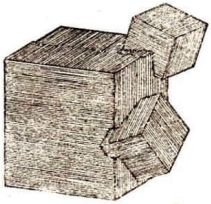


Abb. 61 Schwefelkies (Pyrit)

FeS_2 ist unter den bergmännischen Namen *Schwefelkies*, *Eisenkies* oder *Pyrit* bekannt (Abb. 61). Pyrit bedeutet Feuerstein[1]); beim Anschlagen mit Stahl gibt er Funken. Da wir nur über kleine Lager bei Meggen in Westfalen, in Waldsassen und Helmstedt verfügen müssen wir den Pyrit überwiegend aus dem Auslande (Norwegen, Spanien) einführen. Pyrit bildet oft große, messinggelbe Würfel und ist die wichtigste Ausgangsverbindung zur Herstellung der Schwefelsäure.

[175] **Quecksilbersulfid.** HgS ist allgemein unter dem Namen *Zinnober* bekannt. Wichtige Lagerstätten in Europa sind die spanischen Lager von Almaden und die Lager von Idria in Krain. Amerika verfügt über Quecksilberlager in Kalifornien.

Quecksilbersulfid ist unter dem Namen Zinnober bekannt.

[176] **Zwei Elemente bilden miteinander mehrere Verbindungen.** Häufig vereinigen sich zwei bestimmte Elemente nicht nur immer in dem gleichen Gewichtsverhältnis zu einer Verbindung, wie es das *Gesetz von den bestimmten Gewichtsverhältnissen* besagt [90]. So vereinigen sich Schwefel und Eisen entweder zu Eisensulfid (Schwefeleisen) von der Formel FeS oder zu Eisendisulfid (Pyrit) von der Formel FeS_2. Unwillkürlich erhebt sich die Frage, ob beide Stoffe chemisch die gleichen Eigenschaften haben.

Häufig vereinigen sich zwei Elemente nicht nur in einem Gewichtsverhältnis zu einer Verbindung, sondern bilden miteinander mehrere verschiedene Verbindungen aus.

---

[1]) pŷr (griech.) = Feuer.

[177] Untersuchung der beiden Schwefel-Eisenverbindungen

● Versuch 114: Erhitzen von Schwefeleisen. *Wir erhitzen etwas Schwefeleisen in einem Reagenzglas und riechen an der Mündung des Glases. Es ist nichts wahrzunehmen. Schwefeleisen verändert sich beim Erhitzen an der Luft nicht.*

Schwefeleisen verändert sich beim Erhitzen nicht.

● Versuch 115: Erhitzen von Pyrit. *Nunmehr erhitzen wir Pyrit in einem Reagenzglas. Sofort nehmen wir einen stechenden Geruch wahr, der uns die Bildung von Schwefeldioxyd verrät. Gleichzeitig entsteht unten im Glase eine braune Schicht von Eisen(3)oxyd* Fe_2O_3.

Pyrit zerfällt beim Erhitzen in Schwefeldioxyd und Eisen(3)oxyd.

Eisensulfid und Eisendisulfid haben also, obwohl sie aus den gleichen Elementen aufgebaut sind, chemisch verschiedene Eigenschaften.

Eisensulfid und Eisendisulfid haben also chemisch verschiedene Eigenschaften.

Während die *„Qualitative Analyse"* nach den verschiedenen Bestandteilen einer Verbindung fragt, untersucht die *„Quantitative Analyse"* die Mengenverhältnisse, in denen die Stoffe zu einer Verbindung zusammentreten.

Bei der qualitativen Analyse wird eine Verbindung in ihre einzelnen Bestandteile zerlegt; bei der quantitativen Analyse wird die gewichtsmäßige Zusammensetzung der Verbindung untersucht.

Bei Untersuchung der beiden Schwefel-Eisen-Verbindungen erhalten wir folgendes Ergebnis: Im Schwefeleisen verhalten sich die Mengen von Eisen und Schwefel wie 7:4, im Eisenkies dagegen wie 7:8. Nehmen wir also in beiden Fällen die gleiche Eisenmenge von 7 g, so stehen die zugehörigen Schwefelmengen, nämlich 4 g und 8 g, in dem ganzzahligen Verhältnis 1:2.

[178] Drittes chemisches Grundgesetz: Gesetz von den mehrfachen Gewichtsverhältnissen.

Dalton formulierte 1808 das dritte chemische Grundgesetz, das Gesetz von den mehrfachen Gewichtsverhältnissen: Vereinigen sich zwei Elemente nach mehreren Gewichtsverhältnissen, so stehen diese zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen. Damit wird das dritte chemische Grundgesetz zu einer Stütze der Atomtheorie. Denn nur ganze Atome als kleinste Teile der Elemente können zu Verbindungen zusammentreten.

Dalton[1]) entdeckte diese Tatsache zuerst und erweiterte 1808 das Gesetz von den bestimmten Gewichtsverhältnissen durch das dritte chemische Grundgesetz von den mehrfachen Gewichtsverhältnissen. Es lautet:

Vereinigen sich zwei Elemente nach mehreren Gewichtsverhältnissen, so stehen diese zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.

Das dritte chemische Grundgesetz wurde zu einer wesentlichen Stütze der Atomlehre. Erweitern wir das Verbindungsverhältnis 7 : 4 mit 8, so erhalten wir das Verhältnis 56 : 32. Das aber sind die Atomgewichte von Eisen und Schwefel. Ein Molekül Schwefeleisen besteht also aus zwei Atomen, nämlich einem Atom Eisen und einem Atom Schwefel, was die Formel FeS ausdrückt.

[1]) Dalton, englischer Naturforscher, 1766–1844.

Erweitern wir ebenso das zweite Gewichtsverhältnis 7:8, so erhalten wir $56:64 = 56:(32 \cdot 2)$.
Diese Zahlen stellen die Atomgewichte von einem Atom Eisen und zwei Atomen Schwefel dar. Ein Molekül Eisenkies besteht demnach aus drei Atomen, nämlich einem Atom Eisen und zwei Atomen Schwefel, was der Formel FeS_2 entspricht.
Die Mengen, in denen zwei verschiedene Grundstoffe zu Verbindungen zusammentreten, verhalten sich also wie einfache ganze Zahlen, z. B. wie 1:2 oder 1:3 usw. Dies aber bestätigt die Annahme, daß nur ganze Atome zu Verbindungen zusammentreten können und damit die Atome die denkbar kleinsten Teile der Elemente sind.

[179] Verhüttung sulfidischer Erze. Aus den sulfidischen Erzen werden die Metalle durch den *Röstprozeß* gewonnen. Unter „Rösten" verstehen wir *Erhitzen unter Luftzutritt*, d. h. bei Sauerstoffüberschuß. In der Hitze oxydiert der Sauerstoff die Sulfide, wobei die Oxyde seiner beiden Bestandteile, Schwefeldioxyd und Metalloxyd, entstehen. Das sich bildende Schwefeldioxyd wird auf Schwefelsäure verarbeitet; die Metalloxyde werden durch Kohlenstoff zu Metallen reduziert. Da in Deutschland die meisten Metalle nur als Sulfide gewonnen werden, bildet für uns der Röstprozeß die Grundlage für die Gewinnung zahlreicher Metalle.

Durch Rösten, d. h. Erhitzen unter Luftzutritt, gewinnt man aus sulfidischen Erzen Schwefeldioxyd und Metalloxyd. Das Rösten ist also ein Oxydationsprozeß. Das Schwefeldioxyd wird auf Schwefelsäure verarbeitet; die Metalloxyde werden durch Kohlenstoff zu Metallen reduziert. In Deutschland bildet der Röstprozeß die Grundlage für die Gewinnung vieler Gebrauchsmetalle.

Im Röstofen werden die sulfidischen Erze auf einem Roste erhitzt. Handelt es sich um schwefelreiche Erze, wie z. B. Pyrit FeS_2, so brennen diese selbst, und wir brauchen nur für genügenden Luftzutritt zu sorgen. Schwefelarme Erze, wie z. B. Zinkblende ZnS, müssen befeuert werden.

a) Abrösten von Zinkblende:

$$\underset{\text{Zinkblende}}{ZnS} + \underset{\text{Luftsauerstoff}}{3\,O} \rightarrow \underset{\text{Zinkoxyd}}{ZnO} + \underset{\text{Schwefeldioxyd}}{SO_2\uparrow}$$

b) Nachfolgende Reduktion des entstandenen Zinkoxyds zu reinem Metall durch das Reduktionsmittel Kohlenstoff:

$$\underset{\text{Zinkoxyd}}{ZnO} + \underset{\text{Kohlenstoff}}{C} \rightarrow \underset{\text{Zink}}{Zn} + \underset{\text{Kohlenmonoxyd}}{CO\uparrow}$$

[180] Schwefelsäuregewinnung nach dem Kontaktverfahren. In zahlreichen Röstöfen wird Pyrit geröstet, wobei Schwefeldioxyd gewonnen wird:

Bei der Herstellung der Schwefelsäure nach dem Kontaktverfahren wird

$$\underset{\text{Pyrit}}{2\,FeS_2} + \underset{\text{Luft-sauerstoff}}{11\,O} \rightarrow \underset{\text{Eisen-(3)oxyd}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{Schwefel-dioxyd}}{4\,SO_2}$$

Pyrit geröstet und das entstehende SO_2 über ein Kontaktelement geleitet. Dort verbindet es sich mit Luftsauerstoff zu SO_3, das mit Wasser die Schwefelsäure bildet. Das anfallende Eisen-(3)oxyd wird auf Englischrot (Malerfarbe) verarbeitet oder im Hochofen zu Metall reduziert. Auch die bei der Verhüttung heimischer Schwefelerze anfallenden SO_2-Mengen werden auf Kontaktschwefelsäure verarbeitet.

Das anfallende Eisen(3)oxyd wird auf Eisen verarbeitet oder als braune und rote Malerfarbe (Englischrot) verwendet.

Das entstehende Schwefeldioxyd wird zusammen mit Luft über eine erhitzte Kontaktmasse aus Platinasbest geleitet. Hierbei verbindet es sich mit dem Sauerstoff der Luft zu Schwefeltrioxyd (s. Versuch 107), das sich mit Wasser zu Schwefelsäure umsetzt:

$$SO_2 + O \xrightarrow{+\ \text{Katalysator}} SO_3\uparrow$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4.$$

Die größte Menge der Schwefelsäure wird durch Rösten von Pyrit gewonnen. Daneben verwenden wir aber auch das bei der Verhüttung einheimischer Erze wie Zinkblende und Bleiglanz anfallende Schwefeldioxyd.

25. Kapitel: Die Schwefelsäure – Hygroskopische Substanzen

A. Lehrgang | B. Kurzfassung

[181] Die Schwefelsäure

● Versuch 116: Aussehen der Schwefelsäure. *Schütteln Sie vorsichtig eine Flasche mit konzentrierter Schwefelsäure!*

Die Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit; nach dem Schütteln bleiben die Luftblasen lange wie in einem Öl in ihr schweben.

Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit.

●Versuch 117: Spezifisches Gewicht der Schwefelsäure. *Auf der Waage tarieren wir eine flache Schale und gießen 10 cm³ konzentrierte Schwefelsäure hinein, die wir im Meßzylinder (Tafel 1, k) abmessen. Dann stellen wir das Gleichgewicht wieder her. Die Gewichtszunahme beträgt etwa 18 g.*

Demnach ist das spezifische Gewicht der Schwefelsäure 18 : 10 = 1,8. Konzentrierte Schwefelsäure ist also fast doppelt so schwer wie Wasser; wir können das hohe spezifische Gewicht auch schon gefühlsmäßig beim Heben einer mit Schwefelsäure gefüllten Flasche feststellen.

Sie ist fast doppelt so schwer wie Wasser (Spez. Gew. 1,8).

[182] Hygroskopische Flüssigkeiten

● Versuch 118: Schwefelsäure ist hygroskopisch. *Lassen wir die Schale mit der Schwefelsäure von Versuch 117 noch etwa eine halbe Stunde auf der Waage stehen, so können wir eine Gewichtszunahme beobachten. Gießen wir nach ein oder zwei Tagen den Inhalt ins Meßglas zurück, so können wir außerdem auch eine Vergrößerung des Rauminhaltes feststellen.*

Schwefelsäure ist hygroskopisch, d. h. sie zieht Wasser an.

Die konzentrierte Schwefelsäure zieht begierig den Wassergehalt der Luft an. Hierbei wird die Luft getrocknet und die Säure selbst verdünnt.

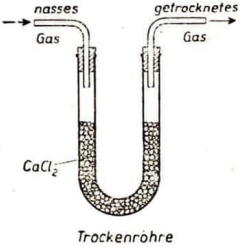
Stoffe, die Feuchtigkeit anziehen, nennt man *hygroskopisch*[1]). Wenn feste Stoffe hygroskopisch sind, zerfließen sie durch fortgesetzte Aufnahme des Feuchtigkeitsgehaltes der Luft. Hygroskopische Stoffe muß man daher unter festem Verschluß aufbewahren, damit keine Luft hinzutritt. Wir hatten bereits in [107] Magnesiumchlorid als hygroskopische Beimengung des Kochsalzes kennengelernt.

Hygroskopische Stoffe trocknen wasserhaltige Stoffe; sie selbst werden hierbei verdünnt oder zerfließen.

[183] **Das Trocknen von Stoffen.** Hygroskopische Stoffe werden zum Trocknen verwendet. Das Trocknen von Gasen geschieht in Trockenröhren, Trockentürmen und Trockenflaschen, das Trocknen von festen Stoffen im Exsikkator[2]).

Das Trocknen von Gasen geschieht in Trockenröhren, Trockentürmen oder Trockenflaschen. Feste Stoffe werden im Exsikkator getrocknet. Trockenröhren und Trockentürme füllt man mit dem hygroskopischen Kalziumchlorid, Trockenflaschen und den Exsikkator mit konzentrierter Schwefelsäure.

Die *Trockenröhren* (Abbild. 62) sind meist U-förmig gebogen; sie werden mit grobkörnigem Kalziumchlorid $CaCl_2$ gefüllt. Beim Durchstreichen eines Gases hält Kalziumchlorid den Wasserdampfgehalt fest, so daß am Ende der Röhre ein wasserdampffreies, getrocknetes Gas austritt.



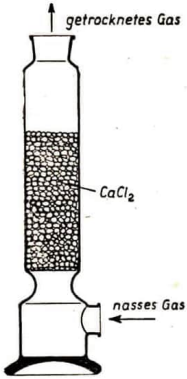
Trockenröhre

Abb. 62

Die *Trockentürme* sind ebenfalls mit Kalziumchlorid gefüllt (Abb. 63). Spezifisch leichte Gase werden im Bodenteil des Turmes eingeleitet und strömen oben ab,

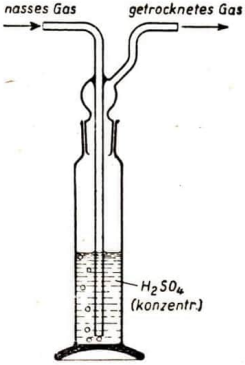
[1]) hygros (griech.) = feucht; skopein (griech.) = sehen, anzeigen.
[2]) exsiccare (lat.) = austrocknen.

spezifisch schwere Gase werden in umgekehrter Richtung durch den Turm geleitet.
Die *Trockenflaschen* (Abb. 64) sind zur Hälfte mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt. Feuchte Gase werden



Trockenturm

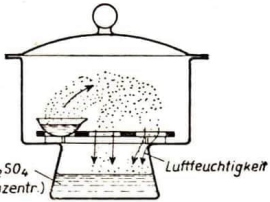
Abb. 63



Trockenflasche

Abb. 64

auf den Grund der Flasche geleitet und perlen durch die Schwefelsäure in die Höhe. Hierbei werden sie getrocknet.
Der *Exsikkator* (Abb. 65) ist mit einer Käseglocke vergleichbar; der Oberrand des Standgefäßes und der



Exsikkator

Abb. 65

Deckelrand sind angerauht. Durch Einreiben der Ränder mit Fett wird die Glocke luftdicht geschlossen. Auf einem durchlöcherten Porzellaneinsatz stehen die

Schälchen mit den feuchten Substanzen, während im Fußteil der Glocke konzentrierte Schwefelsäure sich befindet. Die Säure zieht den Wasserdampfgehalt der Luft an; die trockne Luft entreißt neue Feuchtigkeit der Substanz, bis diese ganz getrocknet ist.

[184] Die Wirkungsweise hygroskopischer Substanzen und der Schwefelsäure. Die Wirkungsweise der konzentrierten Schwefelsäure geht über die anderer hygroskopischer Substanzen weit hinaus. Während die hygroskopischen Stoffe wie Kalziumchlorid nur in der Lage sind, physikalischen Gemengen den Wasserdampfgehalt zu entziehen, ist die Schwefelsäure auch imstande, einer Verbindung die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis H_2O zu entreißen; die Verbindung wird hierbei zerstört.

Die hygroskopischen Substanzen entreißen nur physikalischen Gemengen den Wasserdampfgehalt. Die konzentrierte Schwefelsäure hingegen entreißt auch Verbindungen die Elemente des Wassers, wobei die Verbindungen zerstört werden.
Die Schwefelsäure entreißt den organischen Verbindungen, die im wesentlichen aus den Elementen H, O und C bestehen, die ersten beiden, so daß Kohlenstoff übrig bleibt; organische Stoffe werden durch Schwefelsäure verkohlt.

● Versuch 119: Die verkohlende Wirkung der Schwefelsäure. *Übergießen Sie in vier Prüfgläsern ein Stückchen Holz, etwas Papier, Watte und einen Rest Leinenstoff mit konzentrierter Schwefelsäure!*

Alle Stoffe färben sich mehr oder weniger schwarz; sie verkohlen. Es handelt sich um Verbindungen, die aus Wasserstoff, Sauerstoff und Kohlenstoff bestehen. Die beiden ersten Grundstoffe werden durch die konzentrierte Schwefelsäure in Form von Wasser H_2O herausgerissen und von der Säure aufgenommen; der schwarze Kohlenstoff bleibt übrig.

[185] Vorsicht! Schwefelsäure zerstört Faserstoffe!

Auch die organischen Faserstoffe werden zerstört. Ein jeder Schwefelsäuretropfen, der auf die Kleidung kommt, erzeugt große Löcher!

● Versuch 120: Die stoffzerstörende Wirkung der Schwefelsäure. *Bringen Sie auf einen weißen Stoffrest mit dem Stopfen der Säureflasche einen Tropfen konzentrierte Schwefelsäure! Halten Sie dann den Lappen ausgespannt senkrecht!*

Der Stoff färbt sich sofort braun. Die Braunfärbung im Zentrum vertieft sich. Gleichzeitig dehnt sich der Säurefleck stark aus. Nun zerfällt im Zentrum der Einwirkung das Gewebe; die Fasern lösen sich und verflüssigen sich teilweise, so daß ganze Fasergirlanden herabtropfen. Die Begrenzung des entstandenen Loches ist meist kohlschwarz und stark flüssig.

Hier sehen wir sehr schön, wie die Schwefelsäure den Molekülen des trockenen Stoffes immer neue Wassermassen entreißt.

Wiederholen Sie möglichst nicht diesen Versuch an Ihrem Anzuge! Ihm würde es genau so ergehen. Der Stoff würde sich schwärzen, und Sie würden sich schwarz ärgern. Denn auch der Chemiker kann Ihnen bei Unvorsichtigkeiten nicht mehr helfen; er kann das Loch nicht wieder beseitigen. Es wäre wohl auch peinlich, wenn ein Tropfen Schwefelsäure auf Ihre Hose käme. Darum tragen Sie bei chemischen Versuchen stets einen Laboratoriumsmantel als Schutzkleidung! Die Löcher in den Laboratoriumsmänteln der Chemiker sind meist auf Schwefelsäurespritzer zurückzuführen; daher seien Sie bei Versuchen mit Schwefelsäure äußerst vorsichtig! Auch Tischplatten werden von der Schwefelsäure arg zugerichtet; säurefeste Unterlagen schützen sie vor Zerstörung. Mit verdünnter Schwefelsäure wird Holz in der Praxis sehr häufig gebeizt; es färbt sich dann leicht braun.

Daher Vorsicht bei Versuchen mit konzentrierter Schwefelsäure! Schutzkleidung! Säurefeste Unterlage!

Und nun noch ein Glanzversuch zur Verkohlung organischer Substanz:

● Versuch 121: Schwefelsäure verkohlt Zucker. *Wir füllen in ein Probierglas Traubenzucker, übergießen diesen mit konzentrierter Schwefelsäure und erwärmen das Prüfglas gelinde.*

Sofort bräunt sich der Zucker, wird schwarz und voluminös. Bald schiebt sich eine prächtige, schwarze Kohlenstange aus dem Reagenzglas heraus. Der gesamte Zucker ist in reinen Kohlenstoff verwandelt worden.

[186] **Reaktionswärme der Schwefelsäure.** Beim Vermischen von konzentrierter Schwefelsäure und Wasser zeigt sich eine beträchtliche Wärmeentwicklung.

Beim Vermischen mit Wasser erhitzt sich die konzentrierte Schwefelsäure beträchtlich.

Auch beim Verdünnen ist größte Vorsicht geboten! Oft wird das Mischgefäß so heiß, daß wir es nicht mehr in der Hand halten können. *Gießen Sie beim Verdünnen stets die Säure langsam in das Wasser, nie umgekehrt!* Wenn Sie Wasser in die Säure gießen, bildet sich explosionsartig Wasserdampf, der die Säure aus dem Gefäß herausschleudert!

Beim Verdünnen gießen wir stets die konzentrierte Schwefelsäure langsam ins Wasser, nie umgekehrt.

● Versuch 122: Feststellung der Reaktionswärme. *Gießen Sie 10 cm³ konzentrierte Schwefelsäure in 25 cm³ Wasser, und messen Sie die Temperaturerhöhung!*

A. Lehrgang	B. Kurzfassung
[187] Die Salze der Schwefelsäure heißen Sulfate. Wie die Chloride so sind auch die meisten Sulfate weiße und wasserlösliche Verbindungen. Die Sulfate der Schwermetalle Kupfer, Eisen und Zink werden auch als *Vitriole* bezeichnet.	Die Salze der Schwefelsäure heißen Sulfate. Sie sind meist weiß und wasserlöslich. Vitriole nennt man die Sulfate der Schwermetalle Eisen, Kupfer und Zink.
[188] Natriumsulfat. *Natriumsulfat* ist eine kristallwasserhaltige Verbindung von der Formel $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$. In der Medizin ist es als Abführmittel unter dem Namen *Glaubersalz* bekannt. Es findet sich in den Heilwässern von Friedrichshall, Karlsbad und Marienbad.	Natriumsulfat = Glaubersalz, medizinisch verwendet als Abführmittel.
[189] Kalziumsulfat. *Kalziumsulfat* ist eine kristallwasserhaltige Verbindung von der Formel $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Als *Gips* bildet es große Lagerstätten im Südharz und in Thüringen. Als *Anhydrit* $CaSO_4$ begegnete es uns in den Steinsalzlagern ([103]; [111]. – Abb. 44 und 45).	Kalziumsulfat ist wasserfrei als Anhydrit bekannt; mit zwei Molekülen Kristallwasser bildet es den Gips.
[190] Gebrannter Gips. In den mit Rührwerk ausgerüsteten eisernen Gipskochern wird Gips bei 120° gebrannt, wobei er Dreiviertel seines Kristallwassers verliert. Dieser *gebrannte Gips* dient zur Herstellung von Gipsabgüssen, Gipsverbänden und Gipsfiguren, zum Eingipsen von Haken, zum Ausfüllen von Löchern und zum Einziehen von Wänden. Beim Anrühren mit Wasser nimmt der gebrannte Gips das verlorene Kristallwasser wieder auf und kristallisiert unter Erwärmung und Ausdehnung als wasserhaltiger Gips. Durch die Ausdehnung füllt er Hohlräume sehr fest aus und gibt bei den Gipsabgüssen auch die feinsten Einzelheiten wieder.	Beim Brennen des Gipses verliert dieser Dreiviertel seines Kristallwassers. Beim Anrühren mit Wasser nimmt er das Kristallwasser wieder auf und kristallisiert unter Erwärmung und Volumenausdehnung. Verwendung zum Eingipsen von Haken, Ausfüllen von Löchern, Einziehen von Wänden und für Gipsabgüsse.
[191] Bariumsulfat. *Bariumsulfat* $BaSO_4$ ist unter dem Namen *Schwerspat* bekannt. Es wird den Erdfarben zur Verbilligung zugesetzt und bildet in Vermischung mit Zinkweiß ZnS die weiße Farbe Lithopone. Wegen seines hohen Gewichtes wird es auch in der Papierfabrikation vielfach als Füllstoff verwendet.	Bariumsulfat ist als Schwerspat bekannt und bildet mit Zinkweiß die weiße Malerfarbe Lithopone.

[192] **Eisenvitriol.** *Eisen(2)sulfat = Eisenvitriol* $= FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$ bildet große, grüne Kristalle. Es entsteht bei Oxydation von Eisenkies und Kupferkies in der Natur (Feengrotten; [173]). Es dient zur Herstellung von Eisengallustinte (Urkundentinte) und als schwarze Holzbeize.

Eisen(2)sulfat = Eisenvitriol bildet große grüne Kristalle.

[193] **Kupfervitriol.** *Kupfersulfat = Kupfervitriol* $= CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$ bildet große, prächtig blaue Kristalle. Es entsteht durch Oxydation von Kupferkies an feuchter Luft (Feengrotten!).

Kupfersulfat = Kupfervitriol bildet große tiefblaue Kristalle aus. Beim Erhitzen verwandelt es sich in ein kreidiges, weißes Pulver. Das Kristallwasser bedingt also in diesem Falle Kristallform und Farbe der Substanz.

● Versuch 123: Entwässern von Kupfersulfat. *Erhitzen Sie einen kleineren Kristall von Kupfervitriol auf einem eisernen Spatel in der Flamme! Er verliert dann sein Kristallwasser und wird weiß. Bringen Sie auf das weiße, kreidige Pulver einen Tropfen Wasser, so stellt sich die blaue Farbe wieder ein.*

Das Kristallwasser bedingt in diesem Falle also nicht nur die Kristallform [156], sondern auch die Farbe der Substanz.

Das Kupfervitriol ist wie alle Kupferverbindungen sehr giftig. Es findet Verwendung als Rattengift, in galvanischen Elementen und als Bad in der Galvanoplastik.

[194] **Die Sulfite.** Weniger wichtig als die Schwefelsäure ist die unbeständige *schweflige Säure* H_2SO_3. Sie zerfällt leicht wieder in Schwefeldioxyd und Wasser:

Die schweflige Säure H_2SO_3 ist unbeständig und zerfällt leicht wieder in Schwefeldioxyd und Wasser. Ihre Salze sind die Sulfite, die stark reduzierend wirken.

$$H_2SO_3 \longrightarrow SO_2\uparrow + H_2O.$$

Ihre Salze sind die *Sulfite*, die stark reduzierend wirken. In wässeriger Lösung nehmen sie Luftsauerstoff auf und gehen dabei in die sauerstoffreicheren Sulfate über. Sie sind damit wieder ein Beispiel für den Satz in [86]: Reduktionsmittel oxydieren sich selbst.

[195] **Natriumsulfit** Na_2SO_3. Zusätze von Natriumsulfit machen photographische Entwicklerlösungen haltbar, die sonst durch Luftsauerstoff oxydiert und damit in ihrer Entwicklereigenschaft unbrauchbar werden. Das Natriumsulfit reißt den Luftsauerstoff, der in der Entwicklerflasche eingeschlossen ist, an sich und bildet Natriumsulfat:

Natriumsulfit als Zusatz zu photographischen Entwicklern macht diese haltbar und schützt sie vor Oxydation durch Luftsauerstoff.

$$\underset{\text{Natrium-sulfit}}{Na_2SO_3} + \underset{\text{Luft-sauerstoff}}{O} \longrightarrow \underset{\text{Natrium-sulfat}}{Na_2SO_4}$$

[196] **Kalziumsulfit** $CaSO_3$ findet Verwendung in der Papierherstellung.

Die aus Holz hergestellte Papiermasse enthält zunächst einen hohen Prozentsatz an Lignin. Dieses beeinträchtigt die Haltbarkeit des Papiers; das Papier würde sehr bald vergilben. Kalziumsulfit löst aus dem Holz das Lignin heraus, so daß lichtbeständige Papiermasse entsteht.

Kalziumsulfit dient in der Papierfabrikation zum Herauslösen des Lignins aus dem Holz.

27. Kapitel: Die Leichtmetalle Natrium, Kalium und Kalzium

A. Lehrgang	B. Kurzfassung

[197] **Natrium.** Ein merkwürdiges Metall ist das einwertige Natrium. Es ist ein Leichtmetall mit dem chemischen Zeichen Na. Bei seinem Einkauf fällt uns auf, daß es nur in Petroleum aufbewahrt geliefert wird. Von Metallglanz [30] ist zunächst keine Spur zu sehen. Die Natriumstücken haben ein grauweißes Aussehen.

Beim Arbeiten mit Natrium müssen wir sehr vorsichtig vorgehen. Wir dürfen es nicht mit den Fingern anfassen und vor allem nicht in Berührung mit Wasser bringen.

Natrium ist ein einwertiges Leichtmetall mit dem Zeichen Na. Es wird in Petroleum aufbewahrt.

● Versuch 124: Natrium ist ein silberglänzendes Metall. *Mit einem Draht spießen wir ein Stück Natrium auf, heben es aus der Flasche heraus, trocknen es zwischen Filtrierpapier von dem anhaftenden Petroleum und zerschneiden es mit einem alten Taschenmesser.* Natrium ist das weichste Metall, das uns begegnet; es läßt sich bequem mit einem Messer schneiden. Die Schnittfläche zeigt sich in prächtigem Silberglanze. Sie überzieht sich aber an der Luft sofort mit einer dünnen, weißen Schicht von Natriumoxyd Na_2O.

Natrium hat also eine sehr große Verbindungsneigung zu Sauerstoff. Wegen dieser Affinität zu O können wir es nicht an der Luft aufbewahren, sondern müssen es in eine Flüssigkeit legen, die frei von Sauerstoff ist, das Petroleum.

Natrium ist sehr weich und läßt sich mit dem Messer bequem schneiden.
Die frische Schnittfläche glänzt silberhell.
An der Luft oxydiert die glänzende Schnittfläche sofort und überzieht sich mit einer weißen Schicht von Natriumoxyd Na_2O.

[198] **Natriumoxyd**

● Versuch 125: Verbrennen von Natrium. *Wir erhitzen ein Stückchen Natrium sehr vorsichtig in einem Ver-*

Beim Erwärmen schmilzt Natrium und verbrennt

brennungslöffel. Es schmilzt leicht, entzündet sich und verbrennt mit heller, gelber Flamme zu Natriumoxyd.

mit gelber Flamme zu Natriumoxyd.

● Versuch 126: Bildung von Natronlauge. *Nach dem Erkalten bringen wir das Natriumoxyd in eine Schale mit Wasser. Es löst sich im Wasser. Nun reiben wir die Finger in der Flüssigkeit gegeneinander: Die Flüssigkeit fühlt sich schlierig an wie eine Seifenlauge. Halten wir einen Streifen rotes Lackmuspapier in die Flüssigkeit, so wird es blau gefärbt.*

Natriumoxyd bildet mit Wasser die Verbindung NaOH = Natronlauge. NaOH fühlt sich seifig an und färbt rotes Lackmuspapier blau.

Die erhaltene Flüssigkeit nennt man *Natronlauge*. Ihre Formel ist NaOH. Sie bildet sich nach der Gleichung:

$$\underset{\text{Natriumoxyd}}{Na_2O} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{Natronlauge}}{2\ NaOH}$$

[199] Flammenfärbung durch Natrium

● Versuch 127: Flammenfärbung durch Natronlauge. *Wir halten einen Tropfen Natronlauge an einem Magnesiastäbchen oder an einem Metallspatel in die farblose Bunsenflamme. Die Flamme färbt sich sofort leuchtend gelb.*

Gelbfärbung der Flamme tritt ein durch Natrium Na, Natronlauge NaOH, Kochsalz NaCl und alle anderen Natriumverbindungen. Die Gelbfärbung der Flamme ist daher ein sicheres Erkennungsmittel für die Anwesenheit von Natriumverbindungen.

Auch in Versuch 125 wurde die Flamme durch Natriummetall gelb gefärbt. In Versuch 77 zeigte sich Gelbfärbung der Flamme durch Kochsalz = Natriumchlorid NaCl, in Versuch 78 durch Soda = Natriumkarbonat, Natriumnitrat = Natronsalpeter, Natronwasserglas, doppeltkohlensaures Natron.

Allen diesen Verbindungen ist Natrium gemeinsam. **Alle Natriumverbindungen färben die Flamme gelb.** Daher ist die Gelbfärbung der Flamme ein gutes Erkennungsmittel für alle Natriumverbindungen.

[200] Ätznatron

● Versuch 128: Herstellung von Ätznatron. *Die Porzellanschale mit der Natronlauge erhitzen wir nunmehr und dampfen die Natronlauge ein. Es bleibt ein fester, weißer Rückstand, der die Flamme ebenfalls gelb färbt. Auf die Haut wirkt er stark ätzend. In Wasser löst er sich wieder auf und bildet die schon erwähnte Natronlauge.*

Beim Eindampfen von Natronlauge erhalten wir als weißen Rückstand Ätznatron NaOH. Die Natronlauge ist eine wässerige Lösung des Ätznatrons.

Der eingedampfte feste Stoff heißt *Ätznatron*. Auch Ätznatron hat die Formel NaOH. Natronlauge ist nur die Lösung des festen Stoffes Ätznatron in Wasser.

● Versuch 129: Ätznatron ist stark hygroskopisch. *Lassen wir das hergestellte Ätznatron offen an der Luft stehen, so nimmt es sehr bald ein fettiges Aussehen an. Der Feuchtigkeitsgehalt des Ätznatrons nimmt immer mehr zu, bis es schließlich völlig zerfließt. Ätznatron zieht den Wasserdampfgehalt der Luft an, es ist hygroskopisch* [182].

Ätznatron ist stark hygroskopisch und zerfließt an der Luft.

[201] Natrium, ein feuergefährlicher Stoff

● Versuch 130: Natrium auf Wasser. *Vorsichtig werfen wir ein erbsengroßes Stück Natrium in eine Schale mit Wasser. Es schwimmt auf dem Wasser und fährt sofort zischend hin und her, schmilzt und nimmt die Gestalt einer Kugel an (Abb. 66). Bald ist das Natrium verschwunden. Das Wasser fühlt sich dann seifig an und färbt rotes Lackmuspapier blau.*

Natrium ist also leichter als Wasser; sein spezifisches Gewicht ist etwas kleiner als 1; es gehört zu den Leichtmetallen.

Es hat eine große Affinität zu Sauerstoff. Dem Wassermolekül entzieht es daher Sauerstoff unter Bildung von Natriumoxyd und Wasserstoffgas:

Abb. 66. Natrium auf Wasser. Das Metall reagiert heftig mit dem Wasser unter Bildung von Natronlauge

$$\underset{\text{Natrium}}{2\,Na} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{Natriumoxyd}}{Na_2O} + \underset{\text{Wasserstoff}}{H_2\uparrow}$$

Das gebildete Oxyd setzt sich sofort mit weiteren Wassermolekülen zu Natronlauge um, wie wir in Versuch 126 gesehen haben.

Die große Hitze der Reaktion führt oft zur Entzündung des sich bildenden Wasserstoffs, der mit gelb gefärbter Stichflamme verbrennt (Na!). Daher Vorsicht vor explosiven Erscheinungen bei diesem Versuche! Natrium ist in Berührung mit Wasser feuergefährlich!

Durch seine große Affinität zu Sauerstoff entreißt das Natrium dem Wassermolekül Sauerstoff und bildet mit diesem Natriumoxyd. Dieses reagiert mit dem Wasser unter Bildung von Natronlauge. Durch die große Reaktionswärme entzündet sich oft der gebildete Wasserstoff. Natrium ist daher in Berührung mit Wasser ein feuergefährlicher Stoff. Natrium ist leichter als Wasser; sein spezifisches Gewicht ist kleiner als 1.

[202] **Kalium.** Auch Kalium ist ein Leichtmetall. Seine Eigenschaften sind denen des Natriums sehr ähnlich. Seine Affinität zu Sauerstoff ist noch größer als die des Natriums. Daher verlaufen alle diesbezüglichen

Die Eigenschaften des Leichtmetalls Kalium entsprechen denen des Natriums; seine Affinität

Reaktionen sehr heftig, so daß man die Versuche besser unterläßt. Bringt man Kalium z. B. auf Wasser, so verläuft die Reaktion meist explosionsartig; häufig wird das Gefäß zertrümmert und der Kaliumrest aus dem Glase geschleudert.

zu Sauerstoff ist noch größer als die des Natriums. Die Reaktionen mit Kalium verlaufen daher meist viel heftiger.

Kalium ist ein einwertiges, silberglänzendes, sehr weiches Metall; es wird unter Petroleum aufbewahrt und hat das chemische Zeichen K. Sein spezifisches Gewicht ist kleiner als 1; es gehört zu den Leichtmetallen. Beim Liegen an der Luft überzieht es sich sofort mit einer weißen Kruste von Kaliumoxyd K_2O.

Kalium K ist ein einwertiges, silberglänzendes, weiches Leichtmetall vom spezifischen Gewicht 0,9.
An der Luft oxydiert es zu Kaliumoxyd, das mit Wasser die Kalilauge bildet und beim Eindampfen derselben Ätzkali KOH ergibt.
Ätzkali wirkt stark ätzend und ist sehr hygroskopisch.

Kaliumoxyd bildet mit Wasser Kalilauge KOH:

$$\underset{\text{Kaliumoxyd}}{K_2O} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{Kalilauge}}{2\ KOH}$$

Kalilauge färbt ebenfalls rotes Lackmuspapier blau. Beim Eindampfen erhält man aus ihr das feste Ätzkali KOH. Kalilauge ist also die wässerige Lösung des Ätzkalis, das ätzend auf die Haut einwirkt und sehr stark hygroskopisch ist.

[203] **Flammenfärbung durch Kalium.** Wirft man ein Stück Kalium auf Wasser, so entwickelt sich Wasserstoffgas, das durch die hohe Reaktionswärme sich meistens von selbst entzündet und mit violetter Flamme verbrennt.

Kontrollversuche mit anderen Kaliumverbindungen ergeben, daß alle Kaliumverbindungen mit violetter Flammenfärbung verbrennen.

Kaliumverbindungen färben die Flamme violett.

Häufig wird allerdings die violette Färbung durch Gelbfärbung verdeckt, da die meisten Kaliumsalze durch Spuren von Natriumsalzen verunreinigt sind und die Gelbfärbung dann stärker ist. In solchen Fällen betrachten wir die Flamme durch ein Kobaltglas (blau), das die gelbe Natriumfärbung auslöscht und die Violettfärbung deutlich erkennbar macht.

(Verwendung eines Kobaltglases bei Flammenproben auf K!)

[204] **Die Eigenschaften des Kalziums.** Kalzium ist ein zweiwertiges Leichtmetall mit dem chemischen Zeichen Ca^{II}. Es ist ein silberweißes Metall mit dem spezifischen Gewicht 1,6 und kommt in Form von Drehspänen in den Handel. An der Luft überzieht es sich langsam mit einer weißen Oxydhaut von Kalziumoxyd CaO.

Kalzium ist ein zweiwertiges Leichtmetall Ca^{II} mit dem spezifischen Gewicht 1,6.
An der Luft oxydiert es oberflächlich zu Kalziumoxyd CaO = gebrannter Kalk.

[205] **Gebrannter und gelöschter Kalk.** Das Kalziumoxyd CaO ist uns unter dem Namen „Gebrannter Kalk" bekannt, der durch *Brennen von Kalkstein* gewonnen wird.

Der gebrannte Kalk wird durch Brennen von Kalkstein gewonnen. Mit Wasser bildet er gelöschten Kalk $Ca(OH)_2$.

$$\underset{\text{Kalk}}{CaCO_3} \xrightarrow{\text{erhitzen}} \underset{\text{gebrannter Kalk}}{CaO} + \underset{\text{Kohlendioxyd}}{CO_2\uparrow}$$

● Versuch 131: Löschen des Kalkes. *Übergießen Sie gebrannten Kalk in einer Porzellanschale mit Wasser!*

Unter Erwärmen bildet sich nach einiger Zeit ein weißer Brei. Dieser ist unter dem Namen „*Gelöschter Kalk*" bekannt.

$$\underset{\substack{\text{Kalziumoxyd}\\ =\\ \text{gebrannter Kalk}}}{CaO} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\substack{\text{Kalziumhydroxyd}\\ =\\ \text{gelöschter Kalk}}}{Ca(OH)_2}$$

● Versuch 132: Herstellung von Kalkwasser. *Zu dem gelöschten Kalk geben wir noch mehr Wasser hinzu und rühren um, bis eine milchige Flüssigkeit entsteht, die wir filtrieren. Das Filtrat untersuchen wir mit rotem Lackmuspapier; dieses färbt sich blau.*

Gelöschter Kalk löst sich in Wasser zum Teil zu Kalkwasser auf. Die Löslichkeit in Wasser ist allerdings gering. Kalkwasser färbt rotes Lackmuspapier blau.

Der gebrannte Kalk CaO, der wegen seiner ätzenden Eigenschaften auch *Ätzkalk* genannt wird, hat sich in Versuch 131 mit Wasser zu gelöschtem Kalk verbunden. Ein Teil dieses gelöschten Kalkes wird in Versuch 132 in viel Wasser gelöst; die entstehende Lösung nennt man *Kalkwasser*. Der Rückstand auf dem Filter ist noch ungelöster gelöschter Kalk; seine Löslichkeit in Wasser kann also nur sehr begrenzt sein.

Die Formel des gelöschten Kalkes könnte man theoretisch auch CaO_2H_2 schreiben. Der Versuch 132 zeigt aber, daß die wässerige Lösung des gelöschten Kalkes sich ähnlich verhält wie die wässerigen Lösungen von Ätznatron und Ätzkali. Ähnliche chemische Wirkungen aber sind in ähnlicher chemischer Struktur begründet. Während die einwertigen Leichtmetalle K und Na sich je mit einer (OH)-Gruppe verbinden, vereinigt sich das zweiwertige Leichtmetall Ca mit zwei (OH)-Gruppen

zu $Ca\begin{matrix}\diagup OH\\ \diagdown OH\end{matrix}$ oder $Ca(OH)_2$.

(Lies: Ca – OH in Klammer zweimal).

21. Kapitel: Die Schwefelsäuren

Schwefelwasserstoff gewinnt man durch Übergießen von Schwefeleisen mit Salzsäure. Es ist ein unangenehm riechendes, giftiges Gas, das sich in Wasser löst und mit blauer Flamme zu Wasser und Schwefeldioxyd verbrennt. *Schwefeldioxyd* bleicht Farbstoffe (Verwendung für tierische Fasern!) und vereinigt sich mit Wasser zu *schwefliger Säure* H_2SO_3; diese rötet blaues Lackmuspapier.

Schwefeldioxyd vereinigt sich unter dem Einfluß von Katalysatoren mit Sauerstoff zu *Schwefeltrioxyd*, das mit Wasser die *Schwefelsäure* H_2SO_4 bildet, die ebenfalls blaues Lackmuspapier rötet. *Katalysatoren* oder *Kontaktsubstanzen* beschleunigen eine chemische Reaktion oder führen sie überhaupt erst in den meßbaren Bereich über, ohne sich mengen- oder stoffmäßig dabei zu verändern. Als Enzyme, Fermente, Vitamine und Hormone steuern sie die chemischen Vorgänge im Körper der Pflanzen, der Tiere und des Menschen; bei ihrem Fehlen entstehen die verschiedenartigsten Mangelkranheiten.

22. Kapitel: Die Säuren

Säuren sind Verbindungen von einem oder mehreren Wasserstoffatomen mit einem Säurerest. Sie wirken ätzend, schmecken sauer und färben Lackmus rot. Die *Wasserstoffatome* sind *durch Metalle ersetzbar*, wobei *Salze* entstehen (1. Methode der Salzbildung). Der *Säurerest* ist entweder ein *Nichtmetall* (*Wasserstoffsäuren*) oder ein *Nichtmetalloxyd* (*Sauerstoffsäuren*). Sind mehrere Sauerstoffsäuren von einem Element vorhanden, so bezeichnet man diejenige mit dem geringeren Sauerstoffgehalt als *...ige Säure*.

Die *Salze* bestehen aus einem Metall und dem Säurerest. Die Salze der Wasserstoffsäuren enden auf *...id*, die der Sauerstoffsäuren mit geringem O-Gehalt auf *...it*, mit hohem O-Gehalt auf *...at*.

Der Säurerest ist allein meist nicht beständig; es ist ein *Radikal*, d. h. eine geschlossene Gruppe innerhalb des Moleküls, die von einer Verbindung (Säure) in die andere übergehen kann (Salz). Als Radikal hat der Säurerest eine Wertigkeit, die der Anzahl der in der Säure gebundenen Wasserstoffatome entspricht. Die *Nichtmetalloxyde* bilden mit Wasser Säuren; sie heißen daher *säurebildende Oxyde*. Sie können auch entstanden sein aus den Säuren, wenn man ihnen Wasser entzieht und heißen daher auch *Säureanhydride*. Säureanhydrid = Säure minus Wasser. Im Gegensatz dazu ist Anhydrit wasserfreier Gips.

Viele Verbindungen lagern beim Kristallisieren *Kristallwasser* an, das nicht in das Molekül eingebaut wird. Wir fügen es mit einem Punkt an die Formel der Verbindung an. Bei Berechnung des Molekulargewichtes wird das Molekulargewicht der Kristallwassermoleküle zu demjenigen der Verbindung addiert.

Strukturformeln sind Formeln, in denen die Wertigkeiten durch verbindende Striche zwischen den Atomen bzw. Radikalen dargestellt werden.

23. Kapitel: Die Salze

Salze entstehen, wenn der Wasserstoff des Säuremoleküls durch Metalle ersetzt wird. Die Salze sind Metall-Nichtmetall-Verbindungen; sie bestehen aus einem Metall und einem Säurerest.

Erste Form der Salzbildung: Metall + Säure = Salz + Wasserstoff.

Die Salze werden nach ihrem Säurerest benannt. Salze der Wasserstoffsäuren enden auf ...id, Salze der Sauerstoffsäuren auf ...it und ...at. (...it bei geringerem Sauerstoffgehalt, ...at bei höherem Sauerstoffgehalt.)

So bildet Chlor die Chloride, Chlorite und Chlorate,
Schwefel die Sulfide, Sulfite und Sulfate,
Stickstoff die Nitrite und Nitrate,
Phosphor die Phosphite und Phosphate,
Kohlenstoff die Karbonate und
Silizium die Silikate.

24. Kapitel: Sulfide – Gesetz von den mehrfachen Gewichtsverhältnissen

Die Salze des Schwefelwasserstoffs, die *Sulfide*, bilden unsere wichtigsten Erze von vielen Gebrauchsmetallen. Zu den *sulfidischen Erzen* gehören Bleiglanz, Zinkblende, Silberglanz, Kupferglanz, Kupferkies, Eisenkies (Pyrit) und Zinnober.

Drittes chemisches Grundgesetz (Dalton): Vereinigen sich zwei Elemente nach mehreren Gewichtsverhältnissen zu Verbindungen, so stehen die Gewichtsverhältnisse zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen. Dieses Gesetz stützt die Atomtheorie. Es wird festgestellt durch *quantitative Analyse*, welche die Mengenverhältnisse untersucht, während die *qualitative Analyse* nur die Art der Bestandteile feststellt.

Die sulfidischen Erze werden durch *Rösten*, d. h. durch *Erhitzen unter Luftzutritt* verhüttet. Hierbei bilden sich Schwefeldioxyd und Metalloxyd, das durch Kohlenstoff zu Metall reduziert wird.

Schwefeldioxyd dient zur Schwefelsäureherstellung, indem es sich mit Luftsauerstoff unter Einwirkung eines *Katalysators* zu Schwefeltrioxyd vereinigt und dieses mit Wasser die Schwefelsäure bildet (*Kontaktverfahren*).

25. Kapitel: Die Schwefelsäure – Hygroskopische Substanzen

Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit; ihr spezifisches Gewicht beträgt 1,8. Sie ist stark *hygroskopisch* und verkohlt organische Substanzen. Beim Verdünnen mit Wasser entsteht eine hohe *Reaktionswärme*. *Hygroskopische Stoffe* ziehen den Wasserdampfgehalt der Luft an und werden in Trockenröhren, Trockentürmen, Trockenflaschen und Exsikkatoren zum Trocknen von Gasen und festen Stoffen verwendet (Kalziumchlorid; konzentrierte Schwefelsäure).

26. *Kapitel: Sulfate und Sulfite*

Die Schwefelsäure bildet als Salze die Sulfate. Es sind meist weiße und wasserlösliche Verbindungen. Die Sulfate der Schwermetalle Eisen, Kupfer und Zink heißen auch *Vitriole*. Bekannt sind Natriumsulfat = Glaubersalz, Kalziumsulfat = Anhydrit und Gips, Bariumsulfat = Schwerspat, Eisensulfat = Eisenvitriol und Kupfersulfat = Kupfervitriol.

Die unbeständige schweflige Säure bildet die Sulfite. Diese wirken stark reduzierend, indem sie durch Oxydation in Sulfate übergehen.

27. *Kapitel: Die Leichtmetalle Natrium, Kalium und Kalzium*

Natrium und Kalium sind silberglänzende, weiche, einwertige Leichtmetalle, die an der Luft in Oxyde übergehen und daher unter Petroleum aufbewahrt werden. Die Oxyde bilden mit Wasser *Laugen*.

Natrium färbt die Flamme leuchtend gelb; Kalium violett. Mit Wasser reagieren beide Stoffe heftig unter Oxydbildung und nachfolgender Laugenbildung. Kalzium ist ein silberweißes, zweiwertiges Leichtmetall. Sein Oxyd ist als gebrannter Kalk bekannt; es verbindet sich mit Wasser zum gelöschten Kalk.

Best.-Nr. 16330/5
Lizenz Nr. 334
1000/48-II 183

Verfaßt von einer Autoren-Arbeitsgemeinschaft der Gewerkschaft der Lehrer und Erzieher im FDGB. Leipzig - Schriftleitung: Albert Först, Leipzig - Satz: Offizin Haag-Drugulin in Leipzig (M 103) – Druck: Bonneß & Hachfeld, Potsdam (Reg.8) A 44

DIE DEUTSCHE FERNSCHULE
LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT
VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN / LEIPZIG

14. Kapitel: Reduktion und Reduktionsmittel – Chemische Grundgesetze

C. Lehrgespräch

Lehrer: Erklären Sie die Begriffe Oxydation und Reduktion!

Schüler: Unter Oxydation versteht man die Aufnahme von Sauerstoff, unter Reduktion die Wegnahme von Sauerstoff aus einer Verbindung.

L.: Ich leite in einen mit Wasserstoff gefüllten Zylinder noch Sauerstoff ein; ist dies dann eine Oxydation?

S.: Nein. Eine Oxydation ist immer ein chemischer Vorgang, die Bildung einer Sauerstoffverbindung. Bei diesem Beispiel handelt es sich aber nur um einen physikalischen Vorgang, die Herstellung eines Gasgemisches.

L.: Wie kann man Wasser reduzieren?

S.: Durch Überleiten von Wasserdampf über erhitztes Eisen- oder Magnesiumpulver.

L.: Inwiefern findet hierbei auch eine Oxydation statt?

S.: Der Sauerstoff des Wassers verbindet sich mit dem Metall zu einem Oxyd; das Metall wird also oxydiert. Allgemein findet bei jeder Reduktion eine Oxydation des Reduktionsmittels statt.

L.: Was verstehen Sie unter einem Reduktionsmittel?

S.: Reduktionsmittel sind Stoffe, welche anderen Verbindungen den Sauerstoffgehalt entreißen und sie hierdurch reduzieren.

L.: Welche Reduktionsmittel sind Ihnen bekannt?

S.: Wasserstoff und Magnesium.

L.: Welche Eigenschaft befähigt das Reduktionsmittel dazu, andere Stoffe zu reduzieren?

S.: Die große Affinität zu Sauerstoff.

L.: Ja. Stoffe wirken dann als Reduktionsmittel, wenn ihre Verbindungsneigung zu Sauerstoff größer ist als die in der Sauerstoffverbindung wirkenden Bindekräfte.

D. Wiederholung

1. Was ist ein Reduktionsmittel, und wie verändert es sich bei einer Reduktion? [86]
2. Welche Stoffe entstehen bei der Reduktion von Kupferoxyd durch Wasserstoff? [85]
3. Ist die Darstellung von Wasserstoff aus Wasser durch Magnesium eine Oxydation oder Reduktion, eine Synthese oder Analyse? (Begründung!) [77] und [86]

E Prüfungsfragen

1. Welche Erkenntnis gewann Lavoisier bei seinen Verbrennungsversuchen?
2. Wie formulierte Lavoisier das entdeckte Gesetz?
3. Was wissen Sie über die Gewichtsverhältnisse beim Ablauf chemischer Reaktionen?
4. Wie können wir an Hand von Versuchen das zweite Grundgesetz schon äußerlich in seiner Wirksamkeit erkennen?

F. Übungen

1. Stellen Sie die Gleichung für die Reduktion von Bleioxyd mit Wasserstoff auf!
2. Erklären Sie die Begriffe Oxydation und Reduktion, und geben Sie für jeden Fall Beispiele an!

15. Kapitel: Atomgewicht – Molekulargewicht – Chemische Berechnungen

C. Lehrgespräch

Personen: Ein Lehrer; zwei Schüler (A. und B.)

Lehrer: Was versteht man unter dem Atomgewicht eines Grundstoffes?
Schüler A.: Das Atomgewicht ist eine Zahl, die angibt, wieviel mal so schwer ein Atom des betreffenden Elementes ist wie ein Atom Wasserstoff.
Lehrer: Welche Benennung hat das Atomgewicht?
Schüler B.: Es hat keine Benennung; denn es ist nur eine Verhältniszahl.
L.: Warum legt man den chemischen Berechnungen nicht das absolute Gewicht der Atome zugrunde?

A.: Weil Rechnungen mit den absoluten Atomgewichten für die Praxis zu umständlich wären; denn die absoluten Atomgewichte liegen in der Größenordnung 10^{-23} bis 10^{-24}.

B.: Ich könnte mir eine solche Zahl auch gar nicht vorstellen!

L.: Der Einwand ist sehr richtig! Die absoluten Atomgewichte sind unvorstellbar klein. Die lange Reihe der Nullen hinter dem Komma gibt uns nur den unbestimmten Eindruck einer sehr, sehr kleinen Zahl. Wir können uns aber einen Begriff der Größenordnung durch folgenden Vergleich verschaffen: Das Gewicht eines Wasserstoffatoms verhält sich zu einem Hundertgrammgewicht wie dieses zum Gewicht des Erdballes.

B.: Wie konnte man überhaupt derartig kleine Mengen wiegen?

L.: Sie wurden nicht gewogen; ihr Gewicht wurde errechnet. Wenn Sie z. B. das Gewicht einer winzigen Flaumfeder feststellen wollen, so können Sie auch eine große Menge dieser Federn wiegen und nachträglich das festgestellte Gewicht durch die Anzahl der gewogenen Federn dividieren. Wenn alle Federn gleich groß wären, könnten Sie dann rechnerisch das Gewicht einer Einzelfeder erhalten.

A.: Aber die Atome können wir doch auch nicht abzählen!

L.: Wir kommen mit Hilfe des *Gesetzes von Avogadro* weiter, wonach in gleichen Raumteilen beliebiger Gase unter gleichem Druck und gleicher Temperatur eine gleiche Anzahl von Molekülen enthalten sind. Unter Normalbedingungen befinden sich in einem cm^3 aller Elementargase (mit Ausnahme der Edelgase) je 27 Trillionen Gasmoleküle zu je zwei Atomen.

A.: Also könnte ich jetzt einen Kubikzentimeter Wasserstoffgas wiegen und das festgestellte Gewicht durch $2 \cdot 27 = 54$ Trillionen dividieren ...

B.: ...und müßte dann das Atomgewicht des Wasserstoffs erhalten?

L.: Ja, und das wäre?

B.: 1,008.

L.: Falsch! Wir haben doch gewogen!

B.: Ach richtig! Wir erhalten dann $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g, nämlich das absolute Atomgewicht.

L.: Ja. Denn 1,008 ist doch nur eine Verhältniszahl, das relative Atomgewicht des Wasserstoffs.

D. Wiederholung

1. Was versteht man unter Atomgewicht? [92]
2. Welcher Grundstoff hat das kleinste Atomgewicht? [92]
3. Wie berechnet man das Molekulargewicht einer Verbindung? [95]
4. Wie groß ist das Molekulargewicht von Eisenoxyd Fe_2O_3? [98]
5. Wie kann man eine chemische Gleichung auf ihre Richtigkeit prüfen? [98]
6. Wie liest man die Gleichung: $Mg + H_2O = MgO + 2\,H$ mengen- und gewichtsmäßig? [99]

E. Prüfungsfragen

1. Welches ist die Einheit der Atomgewichte?
2. Was bedeutet: Atomgewicht Chlor = 35,5?
3. Wie groß ist das Molekulargewicht der Schwefelsäure? Die Formel der Schwefelsäure ist H_2SO_4.

F. Übungen

1. Berechnen Sie das Molekulargewicht von a) Chlorwasserstoff HCl, b) Ammoniak NH_3 und c) Methan CH_4!
2. Wie heißt die Gleichung für die Verbrennung von Eisen, wenn das gebildete Eisenoxyd die Formel Fe_2O_3 hat?
3. Wieviel Gramm Sauerstoff kann man durch Erhitzen von 10 g Quecksilberoxyd erhalten?
4. Wieviel Liter sind das, wenn ein Liter Sauerstoff unter Normalverhältnissen 1,43 g wiegt?
5. Wieviel Sauerstoff wird zur vollständigen Verbrennung von 0,5 g Wasserstoff verbraucht?
6. Wie groß ist die Gewichtszunahme beim vollständigen Verbrennen von 2 g Magnesium?

16. Kapitel: Das Kochsalz

C. Lehrgespräch

Schüler: Die Entstehung der Salzlager ist mir noch nicht restlos klar geworden. Ich kann z. B. nicht verstehen, warum die Salzlager eine so verschiedene Mächtigkeit aufweisen. Am Boden des eintrocknenden Meeres müßte sich doch eine gleichmäßig dicke Salzschicht absetzen.

Lehrer: Dies wäre der Fall, wenn Meerwasser ungestört in einer Schüssel eindampfen würde. Doch der Meeresboden ist nicht gleichförmig gebaut und daher auch nicht mit einer Schüssel vergleichbar. Er bildet vielmehr ein Relief in der gleichen Form, wie die Kontinente Berge und Täler aufweisen. Bei einer allgemeinen Landhebung taucht zunächst der Meeresboden an den seichten Stellen aus dem Wasser empor und bildet Inseln und Gebirgsketten aus, während die tiefen Stellen noch von Wasser erfüllt sind.

S.: Das einheitliche Meeresbecken würde sich dann allmählich in eine Anzahl getrennter Seenbecken auflösen?

L.: Ja. Und mit der verschiedenen Tiefe der einzelnen Becken ist auch die Menge des im Wasser enthaltenen Salzes verschieden groß.

S.: Demnach würde die Höhe der Salzlager einen unmittelbaren Schluß auf die Tiefe der einzelnen Seenbecken gestatten?

L.: Dies ist leider nicht möglich, da störende Begleiterscheinungen hinzutreten. Zunächst schrumpften die Wasserflächen weiter, während flache Uferlandschaften trockengelegt wurden. Durch Regengüsse wurde das in ihnen enthaltene Seesalz ausgelaugt und den einzelnen Eintrocknungspfannen zugeführt. In den flachen Uferlandschaften änderten die Abflußrinnen dauernd ihren Lauf, und die Wasserscheiden verschoben sich, so daß die chemische Zusammensetzung und die Salzkonzentration der benachbarten Salzseen sehr bald große Unterschiede aufwies. Diese zeigen sich dann auch in den Ablagerungen. Ferner kommen neue Meereseinbrüche hinzu, die z. B. zur Bildung des Jüngeren Steinsalzes führten.

S.: In welcher Tiefe liegen die deutschen Salzlager?

L.: Die Tiefe der Lager schwankt sehr stark. Bei ungestörter Lagerung finden wir im norddeutschen Flachlande den Salzhorizont durchschnittlich in einer Tiefe von 700—800 m. Die ungestörten Schichtenfolgen wurden aber in jüngeren Erdperioden durch seitlichen Gebirgsdruck vielfach in Falten gelegt.

S.: Wie soll ich mir das vorstellen?

L.: Legen Sie Ihre Hände in etwa 30 cm Entfernung flach auf eine ausgebreitete Tischdecke und bewegen Sie dieselben langsam flach gegeneinander! Der zwischen den Händen liegende Teil der Tischdecke wird zu „Faltengebirgen" aufgestaut.

S.: Dann finden sich die Salzlager, entsprechend der Faltung, teils sehr tief, teils sehr hoch.

L.: Und da die Faltengipfel durch Wind und Wetter inzwischen abgetragen sind, liegen dort die Lager sehr flach unter der Erdoberfläche.

S.: Die Dicke der Salzlager müßte dann aber auf den Faltengipfeln die gleiche sein wie in den Faltentälern.

L.: Ihre Annahme würde voraussetzen, daß alle Schichten der Erdrinde die gleichen physikalischen Eigenschaften (Festigkeit usw.) haben. Da das Salz im Gegensatz zum starren Gestein sich plastisch verhält, wird es bei seitlichem Gebirgsdruck häufig zwischen die anderen Gesteinsschichten in Form von „Salzhorsten" emporgepreßt. Die Salzhorste liegen in einer mittleren Tiefe von 100—200 m, sind daher leicht abzubauen und zeigen außerdem eine ungewöhnlich dicke Schichtenfolge von Steinsalz.

S.: Dann müßte der Salzhorizont in der Umgebung der Salzhorste verschwinden und das Land dort um die mittlere Mächtigkeit des Salzhorizontes, also um einige hundert Meter zu tief liegen.

L.: Dies ist auch der Fall. In der Umgebung der Salzhorste entstanden muldenförmige Vertiefungen, in denen sich später z. T. die mittel- und norddeutschen Braunkohlenbecken bildeten.

D. Wiederholung

---

1. Wozu wird das Kochsalz verwendet? [113]
2. Was sind Solquellen? Wie entstehen sie? [74], [105]
3. Für welche chemischen Industriezweige ist Kochsalz Ausgangsprodukt? [113]
4. Was ist Viehsalz, und wozu dient es? [113]

E. Prüfungsfragen

1. Wie ist die Häufung der Salzlager im Untergrunde Norddeutschlands zu erklären?
2. Wie kann man Kochsalz gewinnen?

F. Übungen

1. Suchen Sie in einem guten Atlas alle geographischen Namen, deren Zusammensetzung auf das Vorkommen von Salzlagern hindeuten!
2. Ordnen Sie die gefundenen Namen nach geographischen Begriffen: Landschaften, Gebirge, Flüsse, Seen, Orte.
3. Suchen Sie unter Verwendung von Spezialkarten (Wanderkarten oder Reiseführern) die Ausdehnung der einzelnen deutschen Salzlager durch geographische Namengebung zu ermitteln!

17. Kapitel: Zusammensetzung und Elektrolyse des Kochsalzes

C. Lehrgespräch

Personen: Ein Lehrer, zwei Schüler (A. und B.)
Fortsetzung des Lehrgespräches aus dem 15. Kapitel

Schüler A.: Wer ist eigentlich Avogadro, dessen Gasgesetz wir im 15. Lehrgespräch erwähnten?
Schüler B.: Sein Name klingt so fremdländisch!
Lehrer: Avogadro ist ein italienischer Physiker, der von 1776 bis 1856 lebte.
A.: Es ist mir neu, daß auch ein Italiener einen wesentlichen Beitrag zur chemischen Forschung geliefert hat.
L.: Ist das denn so verwunderlich? – Bitte, nennen Sie mir einmal die Forscher, die wir bereits in unseren chemischen Lehrbriefen und Gesprächen erwähnten!
A.: Wir erwähnten den deutschen Arzt und Chemiker Stahl, der 1710 die Phlogistontheorie aufstellte.
B.: Und den französischen Chemiker Lavoisier, der 1777 den Verbrennungsvorgang erforschte und das Gesetz von der Erhaltung des Stoffes aufstellte.
A.: Ferner den englischen Chemiker Dalton, der die moderne Atomtheorie begründete, und von 1766—1844 lebte.
B.: Und den Zeitgenossen Daltons, den schwedischen Chemiker Berzelius, den Schöpfer der modernen Formelsprache.
A.: Und den französischen Chemiker Proust, der das Gesetz der bestimmten Gewichtsverhältnisse formulierte.

B.: Und nicht zu vergessen den deutschen Chemiker Justus von Liebig, den Begründer der Agrikulturchemie, der von 1803—1873 lebte.

L.: Wir sehen schon aus diesen wenigen uns bekannten Tatsachen, daß die Chemie eine internationale Wissenschaft ist, deren Aufbau von allen Kulturnationen vorwärtsgetrieben wurde. Neben den Arbeiten des Deutschen Lothar Meyer stehen die Forschungen des Russen Mendelejeff. Auf den Ergebnissen des Engländers Dalton baute der Schwede Berzelius weiter. So trugen Forscher aller Kulturstaaten Baustein um Baustein herbei und fügten sie zusammen zu den Fundamenten und zu dem großen Gebäude der modernen, weltumspannenden chemischen Wissenschaft. Fürwahr eine große, achtungsgebietende Leistung völkerverbindender Zusammenarbeit.

D. Wiederholung

1. Aus welchen Elementen besteht Kochsalz? [114] und [106]
2. Wie kann man im Kochsalz die einzelnen Bestandteile nachweisen? [106], [114] und [115]
3. Welche Form der Voranalyse kennen Sie bereits? [114]
4. Was versteht man unter Elektrolyse? [76]
5. Beschreiben Sie den Hofmannschen Apparat an Hand einer aus dem Gedächtnis angefertigten Zeichnung! [76]; (Abb. 34)
6. Welche Stoffe entstehen bei der Elektrolyse einer Kochsalzlösung an den beiden Polen? [116]; (Abb. 49)

E. Prüfungsfragen

1. Welche Verbindungen färben die Bunsenflamme leuchtend orange?
2. Nennen Sie die Formel von Kochsalz!
3. Was bildet sich bei der Elektrolyse von Kochsalz am Pluspol?
4. Welche chemische Nebenreaktion zeigt sich am Minuspol?
5. Welche Farbreaktionen treten auf, wenn ich die Kochsalzlösung vor der Elektrolyse mit Lackmuslösung versetze?

F. Übungen

1. Berechnen Sie den prozentualen Anteil der Einzelelemente am Aufbau des Kochsalzmoleküls!
2. Wieviel Kochsalz muß ich elektrolysieren, um 2,5 g Chlor zu erhalten?
3. Wieviel Gramm Natronlauge entstehen gleichzeitig?

C. Lehrgespräch

Lehrer: Aus welchen Elementen besteht die Salzsäure, und welche Formel hat sie?

Schüler: Salzsäure besteht aus Wasserstoff und Chlor; ihre Formel ist HCl.

L.: Wie kann man diese beiden Elemente in der Salzsäure nachweisen?

S.: Durch Elektrolyse der Salzsäure.

L.: Wie unterscheiden sich bei der Elektrolyse die beiden entstehenden Gase?

S.: Das Chlorgas ist gelbgrün gefärbt, der Wasserstoff farblos. Wie ist es aber zu erklären, daß bei der Elektrolyse der Salzsäure im Verhältnis zum Wasserstoff sehr wenig Chlorgas entsteht? Nach dem entsprechenden Versuch mit der Wasserelektrolyse müßten sich gleiche Teile beider Gase bilden!

L.: Ihre Beobachtung beim Versuch 88 war gut, und Ihre Frage ist sehr berechtigt. Nach Gasgesetzen, die wir später noch kennenlernen, müßten sich gleiche Mengen beider Gase entwickeln. Es entwickeln sich auch tatsächlich gleiche Mengen. Die Löslichkeit [72] beider Gase in Wasser ist aber verschieden groß; sie ist für Chlorgas sehr groß, für Wasserstoffgas sehr gering. Sie sehen an der positiven Elektrode große Mengen von Gasblasen sich bilden; beim Emporsteigen im Wasser verringert sich ihre Zahl mehr und mehr, und nur wenig Gas erreicht zunächst das Ende des U-Rohrschenkels. Erst wenn das Wasser mit Chlor gesättigt ist, steigt das gesamte neugebildete Chlor im Wasser empor. Was werden Sie dann in bezug auf die gebildeten Gasmengen feststellen können?

S.: Die anfänglich entstandene Differenz der Gasvolumina bleibt dann konstant.

D. Wiederholung

1. Wie stellt man Salzsäuregas dar? [118]
2. Wie erhalten Sie daraus Salzsäure? [118]
3. Warum darf bei der Darstellung des Salzsäuregases das Zuleitungsrohr nicht in das Wasser der Waschflasche eintauchen? [120]
4. Welche Stoffe entstehen bei der Elektrolyse von Salzsäure? [122]
5. An welchen Polen bilden sich die Stoffe? [122]
6. Wie kann man aus Salzsäure Wasserstoff darstellen? [121] und [122]
7. An welchem Pol haben wir bei der Elektrolyse von Kochsalz und Salzsäure denselben chemischen Vorgang beobachtet? [116] und [122]

E. Prüfungsfragen

1. Welche Formel hat Salzsäure?
2. Welche gasförmigen Endprodukte entstehen bei der Elektrolyse von Kochsalz und welche bei der Elektrolyse von Salzsäure?

3. Wie ist das zu erklären?
4. Wie entsteht aus Salzsäuregas die Salzsäure?
5. Welcher Faktor bestimmt die höchste Konzentration (bis 38% HCl! Siehe [123a]) der sogenannten „konzentrierten" Salzsäure?
6. Wie können Sie Salzsäure aus Kochsalz gewinnen?

F. Übungen

1. Wieviel Salzsäuregas können Sie aus 45 kg Kochsalz gewinnen?
2. Wieviel konzentrierte Salzsäure entsteht daraus?
3. Wieviel Schwefelsäure brauchen Sie zur Durchführung dieser Reaktion?

19. Kapitel: Das Chlor

C. Lehrgespräch

Lehrer: Wie können wir Chlor im Laboratorium herstellen?
Schüler: Durch Zersetzen von Salzsäure mit Braunstein oder Kaliumpermanganat.
L.: Welche Aufgabe hat hierbei der Braunstein zu erfüllen?
S.: Braunstein wirkt als Oxydationsmittel; er oxydiert den Wasserstoff der Salzsäure zu Wasser, wobei das Chlor frei wird.
L.: Wie stellt man Chlor in der Technik her?
S.: Durch Elektrolyse einer Kochsalzlösung.
L.: Welche physikalischen Eigenschaften des Chlors sind Ihnen bekannt?
S.: Chlor ist ein gelbgrünes Gas, das schwerer als Luft ist. Es riecht stechend und reizt zum Husten. Wenn es in größeren Mengen eingeatmet wird, wirkt es tödlich. In Wasser ist es löslich; die Lösung heißt Chlorwasser.
L.: Was wissen Sie über die Affinität des Chlors?
S.: Chlor hat große Verbindungsneigung zu Wasserstoff und den Metallen.
L.: Bei welcher Gelegenheit wird die große Verbindungsneigung zu Wasserstoff in der Praxis ausgenutzt?
S.: Bei der Chlorbleiche.
L.: Warum müssen Farbstoffe, die mit Chlor gebleicht werden sollen, vorher angefeuchtet werden?
S.: Das Chlor bleicht nicht direkt, sondern verbindet sich mit dem Wasserstoff des Wassers zu Salzsäure. Der Sauerstoffgehalt des Wassers wird frei und wirkt im Augenblick des Entstehens (in statu nascendi) bleichend durch Oxydation des Farbstoffs zu einem farblosen Oxyd.
L.: Ist das Bleichen also ein physikalischer oder ein chemischer Vorgang?
S.: Ein chemischer Vorgang, denn beim Bleichen wird eine Verbindung, der Farbstoff, in eine farblose Verbindung verwandelt.
L.: Was sind Chloride?

S.: Verbindungen von Chlor mit Metallen.
L.: Nennen Sie die Formeln für Kalium-, Magnesium- und Eisen(3)chlorid!
S.: Kaliumchlorid = KCl, Magnesiumchlorid = $MgCl_2$, Eisen(3)chlorid = $FeCl_3$.
L.: Nach welchen Bestandteilen richtet sich die Benennung der Oxyde?
S.: Bei den Nichtmetalloxyden richtet sich die Benennung nach der Anzahl der im Molekül vorhandenen Sauerstoffatome. Bei den Metalloxyden richtet sie sich nach der Wertigkeit des Metalles.
L.: Warum haben wir dann bei den Namen Kaliumoxyd und Magnesiumoxyd keinerlei Hinweise auf die Wertigkeit?
S.: Beide Metalle kommen immer nur in einer Wertigkeitsstufe vor. Die Wertigkeit wird nur ausgedrückt, wenn das Metall in mehreren Wertigkeitsstufen vorkommen kann, wie z. B. das Eisen.

D. Wiederholung

1. Wie kann man größere Mengen Chlor darstellen? [125]
2. Woher rühren die weißen Nebel beim Verbrennen einer Kerze in Chlorgas? [128] und [130]
3. Woher hat Chlor seinen Namen? [129]
4. Was sind Chloride? [131]
5. Wie werden die Metalloxyde benannt? [133]

E. Prüfungsfragen

1. Wie heißt die Gleichung für die Bildung von Magnesiumchlorid aus den Elementen?
2. Was ist Chlorwasser?
3. Ist die Bildung von Chlorwasser ein physikalischer oder ein chemischer Vorgang?
4. Welche Eigenschaft macht Chlor zu einem Desinfektionsmittel?
5. Benennen Sie die Verbindungen: FeO, Fe_2O_3, $ZnCl_2$ und $HgCl_2$!

F. Übungen

1. Wieviel Gramm Natrium verbinden sich mit 28 g Chlor?
2. Was entsteht bei dieser Vereinigung und wieviel?
3. Welche Elemente und wieviel davon müssen Sie nehmen, wenn Sie 250 g Eisen(3)chlorid herstellen wollen?

C. Lehrgespräch

Franz berichtet von seiner Italienreise.

Personen: Lehrer, Franz und einige Mitschüler (A., B., C.).

Lehrer: Franz, Sie haben doch Neapel und dessen Umgebung besucht. Können Sie uns heute etwas von den vulkanischen Erscheinungen erzählen, die Sie beim Besuch der Phlegräischen Felder kennenlernten?

A.: Wo liegen denn die Phlegräischen Felder?

F.: Sie liegen bei Pozzuoli, westlich von Neapel. Ich besuchte dort die Solfatara, einen ebenen Kraterboden, der von einem Kraterwall umgeben ist.

L.: Der Name des Kraterschlundes leitet sich vom italienischen solfo = Schwefel ab.

C.: Da scheidet sich wohl Schwefel auf dem Kraterboden ab?

F.: Jawohl. Wir finden dort Schwefelabscheidungen, die wahrscheinlich durch Sublimation von Schwefeldämpfen entstanden sind. Zahlreichen Ritzen und Spalten des Kraterbodens entströmen zarte, weißliche Rauchfahnen von schwefelhaltigen, heißen Dämpfen und setzen Schwefelkrusten ab.

L.: Wie heißen denn diese dampfenden Spaltensysteme?

F.: Fumarolen werden sie genannt.

L.: Der Name wird jetzt allgemein für dampfende Spalten an Vulkanen gebraucht und stammt vom italienischen fumare = rauchen.

B.: Wie sehen denn die Schwefelkrusten aus?

F.: Teils sehen sie schwefelgelb aus, teils dunkelgelb und orange. Am Auswurfkegel des Vesuvs waren sie hauptsächlich orange bis rötlich gefärbt.

L.: Weil es sich nicht um Schwefelkrusten handelt! Die Schwefelkrusten sehen immer nur rein schwefelgelb aus. In den Vulkangasen sind aber neben den Schwefeldämpfen auch Dämpfe von Eisen(3)chlorid $FeCl_3$ enthalten. Auch diese sublimieren an den Kraterwänden und färben diese dunkelgelb bis orange oder in Mischung mit anderen Eisensalzen auch rötlich. Meist halten die Reisenden diese gelben Krusten von Eisensalzen für Schwefelkrusten.

F.: Aber in einer kleinen Höhle in der Kraterwand der Solfatara waren Wände und Decke mit blitzenden, funkelnden Schwefelkristallen ausgekleidet, die oft beachtliche Größe erreichten.

L.: Und welche Kristallform bildete der Schwefel aus?

F.: Von den Wänden erhoben sich pyramidenförmige Spitzen.

L.: Ja. Denn Schwefel kristallisiert in Doppelpyramiden mit rhombischer Grundfläche. (Abb. 3)

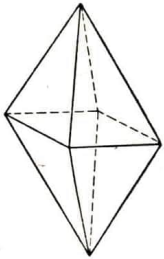


Abb. 3. Schwefelkristall

D. Wiederholung

1. Welches Lösungsmittel für Schwefel kennen Sie? [136]
2. Wie stellt man plastischen Schwefel her? [135]
3. Wie heißt die Verbrennungsgleichung für Schwefel? [137]
4. Wo findet sich freier Schwefel? [138]
5. Was ist ein Sulfid? [18]

E. Prüfungsfragen

1. Was ist Sublimation?
2. Welche Wertigkeit hat Schwefel in der Verbindung Schwefelkohlenstoff?
3. Wozu wird Schwefelkohlenstoff verwendet?
4. Wie können Sie Schwefeldioxyd herstellen?
5. Unter welcher Bedingung bilden sich die Sulfide?

F. Übungen

1. In welchem Mischungsverhältnis muß ich Quecksilber mit Schwefel zusammenreiben, um Quecksilbersulfid zu erhalten?
2. Wieviel Quecksilber ist in 35 g Quecksilbersulfid enthalten?
3. Wieviel Zinksulfid kann ich aus 2,5 g Zink herstellen?

G. Gesamtwiederholung (14.–20. Kapitel)

1. Was ist eine Reduktion?
2. Welche Stoffe bewirken die Reduktion?
3. Was verstehen Sie unter Atomgewicht?
4. Wie berechnen Sie das Molekulargewicht einer Verbindung?
5. Welche Deutungsmöglichkeiten für die chemischen Gleichungen kennen Sie?
6. Wie kann man eine chemische Gleichung auf ihre Richtigkeit prüfen?
7. Was sind Sulfide?
8. Wo kommt freier Schwefel vor?
9. Verfügt Deutschland über Schwefelvorkommen?
10. Welche Eigenschaften hat Schwefeldioxyd?
11. Was entsteht beim Verbrennen von Schwefelwasserstoff?

12. Welche Wertigkeit besitzt Schwefel a) im Schwefelwasserstoff, b) in seinen beiden Oxyden?
13. Wie können Sie Schwefelsäure und schweflige Säure herstellen?
14. Welche Bleichmittel sind Ihnen bekannt? Was wissen Sie über ihre Anwendungsgebiete?
15. Wie wird Kochsalz gewonnen?
16. Wo befinden sich die wichtigsten Salzlager Deutschlands?
17. Wie ist die Schichtenfolge in den Salzlagern zu erklären?
18. Vergleichen Sie die Entstehung der Salzlagerstätten mit der Bildung des Dornsteins in den Gradierwerken!
19. Welche chemischen Vorgänge zeigen sich bei der Kochsalzelektrolyse?
20. Woran können Sie Salzsäure erkennen?
21. Wie können Sie die Zusammensetzung der Salzsäure ermitteln?
22. Wie können wir Chlor darstellen?
23. Was sind Chloride?
24. Wie werden die Metalloxyde benannt?

Abb. 4.
Auf dem Kraterboden der Solfatara
(Phlegräische Felder bei Neapel)

C. Lehrgespräch

Personen: Lehrer, Franz und einige Mitschüler (A., B., C.)
Fortsetzung des Lehrgespräches aus dem 20. Kapitel

Lehrer: Franz, haben Sie auf dem Kraterboden der Solfatara außer Schwefeldämpfen auch noch andere Vulkangase kennengelernt?

Franz: Ja. Zunächst entströmten dem Kraterboden mächtige Wolken von Wasserdampf; sie stießen mit großer Gewalt hervor, rochen eigentümlich und hatten teilweise eine Temperatur bis zu 162° C.

L.: Können Sie den Geruch näher beschreiben?

F.: Er war faulig, dumpf widerlich.

A.: Das ist wohl Schwefelwasserstoff?

L.: Richtig! Der heiße Wasserdampf der Fumarolen ist mit Schwefelwasserstoff gesättigt. Geht Schwefelwasserstoff durch heiße Wasseransammlungen, wie in der Solfatara, so nimmt er Sauerstoff auf, und es setzt sich feiner Mehlschwefel ab nach der Gleichung: $H_2S + O \longrightarrow H_2O + S\downarrow$. Vorhandenes Eisenchlorid geht dann in Eisenoxyd über...

C.: Das wir als Englischrot beim Röstprozeß kennenlernten...

B.: Und das die Formel Fe_2O_3 hat...

A.: Und das die Kraterwand rötlich färbt...

C.: Und ebenso den Auswurfkegel des Vesuvs, wie wir im vorigen Lehrgespräch erfuhren.

L.: Gut! Ausströmungen von Schwefelwasserstoffgas werden nach der Solfatara bei Neapel ganz allgemein auch als „Solfataren" bezeichnet. – Aber nun schildern Sie, Franz, uns noch das Aussehen des Kraterwalles in seinem höchsten Teile!

F.: Merkwürdig war, daß ein Teil des Kraterwalles dicht mit Gestrüpp bewachsen war, unter dem mir besonders Ginster und riesige Erikasträucher auffielen. Andere Teile waren wieder völlig kahl. Sie waren scharf begrenzt, wie mit dem Messer abgeschnitten, und bildeten fast weiße Streifen eines porösen Gesteines zwischen den grünen, bewachsenen Stellen.

L.: Bei dem porösen Gestein handelt es sich um einen vulkanischen Tuff. Wie aber wird wohl die bleiche Wirkung der unbewachsenen Flächen zu erklären sein?

A.: Es werden dem Boden Dämpfe entströmen, die Schwefeldioxyd enthalten.

L.: Warum gerade Schwefeldioxyd?

C.: Erstens ist Schwefeldioxyd giftig; es tötet die Lebewesen ab und bildet außerdem mit den Wasserdämpfen zusammen schweflige Säure, die ebenfalls den Pflanzenwuchs vernichtet.

B.: Und zweitens wirkt Schwefeldioxyd bleichend auf Farbstoffe ein, so daß die Eigenfärbung des porösen Tuffes verschwindet.

A.: Franz, kannst Du uns nicht einmal ein Bild der Solfatara zeigen?

F.: Aber gern! Schaut nur die Abbildung 4 an! Die habe ich an Ort und Stelle nach der Natur gezeichnet.

D. Wiederholung

1. Welche Eigenschaften hat Schwefelwasserstoff? [142]
2. Wie können wir Schwefelwasserstoff von Schwefeldioxyd unterscheiden? [142], [144] und [145].
3. Warum werden Weinfässer und -flaschen ausgeschwefelt? [145]
4. Welches sind die beiden Schwefeloxyde, und wie heißen ihre Formeln? [147]
5. Welche Verbindungen entstehen aus den beiden Schwefeloxyden mit Wasser? [146] und [147]
6. Wie kann man Schwefeldioxyd in Schwefeltrioxyd überführen? [147]
7. Was ist ein Katalysator? [148]

E. Prüfungsfragen

1. Wie können wir Schwefelwasserstoff aus Schwefel herstellen?
2. Welche Eigenschaften hat Schwefeldioxyd?
3. Bilden Sie die Verbrennungsgleichung für Schwefelwasserstoff!
4. Welche beiden Bleichmittel sind Ihnen bisher bekannt geworden?
5. Von welchen Verbindungen gehen Sie aus, wenn Sie schweflige Säure und Schwefelsäure herstellen wollen?

F. Übungen

1. Wieviel Gramm Schwefel müssen Sie verbrennen, um aus dem entstehenden Schwefeldioxyd 65 g schweflige Säure zu erhalten?
2. Wieviel Sauerstoff und Wasser brauchen Sie zu dieser Reaktion?
3. In welchen beiden Gewichtsverhältnissen vereinigen sich Sauerstoff und Schwefel miteinander?
4. Berechnen Sie die Molekulargewichte der schwefligen Säure und der Schwefelsäure!
5. Wieviel Schwefeldioxyd entsteht bei der vollständigen Verbrennung von 15 g Schwefelwasserstoff, und wieviel schweflige Säure können Sie daraus herstellen?

C. Lehrgespräch

Lehrer: Welche Reaktion ist allen Säuren gemeinsam?
Schüler: Blauer Lackmusfarbstoff wird durch Säuren rot gefärbt. Lackmus wird daher als Gruppenreagens für Säuren bezeichnet.
L.: Können Sie mir irgendeine Säure nennen, die im Haushalt verwendet wird?
S.: Essigsäure dient zum Ansäuern von Speisen.
L.: Haben Sie schon einmal zugesehen, wenn Essig über Rotkraut gegossen wurde?
S.: Ja. Zunächst war das geschnittene Rotkraut dunkelblau gefärbt. Beim Zubereiten von Rotkrautsalat wird dem Rotkraut etwas Essig zugesetzt. Hierbei verfärbt es sich plötzlich leuchtend rot.
L.: Und wie erklären Sie sich diese Farbänderung?
S.: Der rote Farbstoff im Rotkraut müßte demnach ganz ähnlich wie der Lackmusfarbstoff durch Säuren eine Farbänderung erfahren.
L.: So ist es auch in der Tat. Im Zellsaft des Rotkrautes ist ein Farbstoff gelöst, der den Namen Anthocyan trägt. Dieser ist in basischer Lösung blau gefärbt und in saurer Lösung leuchtend rot.
S.: Wenn wir keine Lackmuslösung zur Hand haben, können wir also Rotkrautbrühe als Gruppenreagens für Säuren verwenden?
L.: Ja. Das in ihr enthaltene Anthocyan gibt die gleichen Reaktionen. Allerdings muß die Rotkrautbrühe stets frisch bereitet werden.

D. Wiederholung

1. Was ist eine Säure? [160]
2. Was versteht man unter Säurerest? [151]
3. Welche Säurereste sind zweiwertig? [152]
4. Welche Säurereste bestehen nur aus einem Grundstoff? [151], [152]
5. Wie teilen wir die Säuren ein? [153]
6. Was wissen Sie über die Benennung der Säuren? [153]
7. Erklären Sie den Begriff „Radikal"! [152]
8. Was sind Säureanhydride? [155]
9. Wie berechnen Sie das Molekulargewicht kristallwasserhaltiger Verbindungen? [158]
10. Wie entstehen die Strukturformeln? [152]

E. Prüfungsfragen

1. Welches ist der Charakterbestandteil aller Säuren?
2. Wie erkennen wir die Säuren?

3. Was ist ein Säurerest?
4. Erklären Sie den Begriff „Säurebildende Oxyde"!
5. Was ist Anhydrit?
6. Wie werden die Formeln kristallwasserhaltiger Verbindungen geschrieben?

F. Übungen

1. Berechnen Sie das Molekulargewicht des Anhydrits!
2. Berechnen Sie das Molekulargewicht des Gipses!
3. Wieviel Prozent Kristallwasser enthält Gips?
4. Berechnen Sie das Molekulargewicht des Kupfersulfats $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$!
5. Wieviel kristallines Kupfersulfat muß ich nehmen, wenn ich durch Erhitzen 25 g wasserfreies Kupfersulfat erhalten will?

23. Kapitel: Die Salze

C. Lehrgespräch

Lehrer: Was sind Sulfate?
Schüler: Die Salze der Schwefelsäure H_2SO_4.
L.: Welche Formel hat Magnesiumsulfat?
S.: $MgSO_4$.
L.: Wie kann man dieses Salz darstellen?
S.: Man läßt Schwefelsäure auf Magnesium einwirken.
L.: Wie heißt die Gleichung für diesen Vorgang?

S.: $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$

Mg	H_2SO_4	$MgSO_4$	$H_2\uparrow$
Magnesium	Schwefelsäure	Magnesiumsulfat	Wasserstoff

L.: Welche allgemeine Methode liegt dieser Salzbildung zugrunde?
S.: Salze entstehen bei Einwirkung von Säuren auf Metalle.
L.: Nennen Sie die allgemeine Gleichung dieser Salzbildung!
S.: Metall + Säure = Salz + Wasserstoff.
L.: Geben Sie nach diesem Schema die Bildung von Aluminiumsulfat an!

S.: $2\,Al + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\,H_2\uparrow$

2 Al	$3\,H_2SO_4$	$Al_2(SO_4)_3$	$3\,H_2\uparrow$
Aluminium	Schwefelsäure	Aluminiumsulfat	Wasserstoff

L.: Welche Überlegung haben Sie angestellt, um zu der Gleichung zu kommen?
S.: Aluminium ist dreiwertig, der Säurerest der Schwefelsäure aber nur zweiwertig. Nach der „Überkreuzmethode" erhielt ich die Anzahl der Aluminiumatome und der (SO_4)-Radikale:

L.: Bilden Sie von den Ihnen bekannten vier Säuren Namen und Formeln der Silbersalze!

S.: Silberchlorid AgCl, Silbersulfat Ag_2SO_4, Silbersulfit Ag_2SO_3 und Silbersulfid Ag_2S.

L.: Nennen Sie ebenso Namen und Formeln der Salze des vierwertigen Zinns!

S.: Zinn(4)chlorid $SnCl_4$, Zinn(4)sulfat $Sn(SO_4)_2$, Zinn(4)sulfit $Sn(SO_3)_2$ und Zinn(4)sulfid SnS_2.

L.: Warum schieben Sie in die Salznamen die Zahl 4 ein?

S.: Zinn ist zweiwertig und vierwertig; es gehört also zu den mehrwertigen Metallen. Bei diesen muß die Wertigkeitszahl eingefügt werden, um die vorliegende Wertigkeitsstufe auch im Namen zu erkennen.

L.: Woher kennen Sie die Wertigkeitsstufen des Zinns?

S.: Ich sah in der Tabelle 1, Seite 31 (1. Brief), nach.

L.: Warum haben Sie in den Formeln die Wertigkeit des Zinns nicht mit römischen Zahlen vermerkt, um auch dort Verwechslungen auszuschließen? Warum schreiben Sie also nicht: $Sn^{IV}Cl_4$ im Unterschied zu $Sn^{II}Cl_2$?

S.: Weil die Wertigkeit des Zinns in der Formel ohne weiteres zu erkennen ist. Denn die Anzahl der einwertigen Chloratome stimmt mit der Wertigkeit überein. In der Formel des Zinn(4)sulfates $Sn(SO_4)_2$ ergibt sich die Wertigkeit des Zinns aus Anzahl der $(SO)_4$-Radikale mal Wertigkeit der (SO_4)-Gruppe

$$>(SO_4)_2 \qquad >(SO_4)^{II}$$

$$2 \cdot II = 4.$$

L.: Quecksilber ist ein- und zweiwertig. Wie heißen die Formeln der beiden Chloride und Sulfate?

S.: Quecksilber(1)chlorid HgCl, Quecksilber(2)chlorid $HgCl_2$; Quecksilber(1)-sulfat Hg_2SO_4, Quecksilber(2)sulfat $HgSO_4$.

L.: Und wie werden die Namen der beiden Chloride ausgesprochen?

S.: „Quecksilber-eins-chlorid", „Quecksilber-zwei-chlorid".

D. Wiederholung

1. Was ist ein Salz? [161]
2. Geben Sie eine erschöpfende Definition der Säure! [160]
3. Nach welcher allgemeinen Methode erhält man ein Salz? [161]
4. Wie heißt die Gleichung für die Darstellung von Wasserstoff aus Zink und Schwefelsäure? [161]
5. Wie muß die Gleichung heißen, wenn Sie statt der Schwefelsäure Salzsäure verwenden? [161]
6. Was sind Chlorite und Chloride? [163] und [164]
7. Welche Salze enden auf -it und welche auf -at? [164]
8. Wie werden die Salzformeln gebildet? [166], [167] und [168]

E. Prüfungsfragen

1. Wie heißen die Salze des Schwefelwasserstoffs?
2. Von welcher Säure leiten sich die Sulfite ab?
3. Was sind Chlorate?
4. Welche Säuren bildet der Schwefel?
5. Wodurch unterscheiden sich Chlorsäure und chlorige Säure?
6. Zu welcher Gruppe von Säuren gehört die Salzsäure?

F. Übungen

1. Geben Sie zu folgenden Salzen die zugehörigen Formeln an:
   Silberchlorid, Kaliumsulfit, Kalziumsulfid, Magnesiumsulfat, Eisen(2)-chlorid, Eisen(3)sulfat, Aluminiumchlorid, Aluminiumsulfat, Bleisulfat, Bleisulfid (nur das zweiwertige Blei bildet Salze), Zinn(2)chlorid, Zinn(4)-sulfat, Anhydrit, Gips!
2. Geben Sie zu folgenden Salzformeln die Namen an:
   $HgCl$, $PbCl_2$, $MnCl_3$, $HgSO_4$, $MnSO_4$, $Mn_2(SO_4)_3$, $CuSO_4$, Na_2SO_3, $CaSO_3$, Cu_2S, ZnS, SnS_2!
3. Geben Sie den Prozentgehalt des Wassers an, das sich als Kristallwasser in der Soda $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$ befindet!

24. Kapitel: Sulfide – Gesetz von den mehrfachen Gewichtsverhältnissen

C. Lehrgespräch

Lehrer: Was sind sulfidische Erze?
Schüler: Sulfidische Erze sind schwefelhaltige Metallverbindungen.
L.: Zu welcher Gruppe von Verbindungen gehören sie also?
S.: Als Metall-Nichtmetallverbindungen gehören sie zu den Salzen.
L.: Was besagt der Name „sulfidisch" außerdem?
S.: Es sind Sulfide, die also von einer Wasserstoffsäure, dem Schwefelwasserstoff, abstammen.
L.: Was fällt Ihnen an der Benennung der Sulfide auf?
S.: Die Sulfide als wichtige Erze erhielten in der Praxis bergmännische Bezeichnungen; man nannte sie Kiese, Glanze und Blenden.
L.: Jawohl. Der Bergmann nannte Schwefelmetalle mit dunklem metallischen Glanz „Glanze", solche mit hellem metallischen Glanz „Kiese" und diamantähnlich glänzende Schwefelmetalle „Blenden". Nennen Sie die in Deutschland vorkommenden Sulfide mit ihren bergmännischen Bezeichnungen!
S.: Bleiglanz, Silberglanz, Kupferglanz, Kupferkies, Eisenkies, Zinkblende.
L.: Was fällt Ihnen an den Fundorten der einzelnen sulfidischen Erze auf?

S.: Daß meistens die sulfidischen Erze vergesellschaftet am gleichen Fundort vorkommen, so z. B. im Harz.
L.: Welche beiden Verbindungen können Schwefel und Sauerstoff bilden?
S.: Schwefeldioxyd SO_2 und Schwefeltrioxyd SO_3.
L.: Wie kann man Schwefeldioxyd in Schwefeltrioxyd überführen?
S.: Man leitet Schwefeldioxyd zusammen mit Sauerstoff über erhitzten Platinasbest.
L.: Zu welcher Gruppe chemischer Reaktionen gehört dieser Vorgang?
S.: Zu den Oxydationsvorgängen. Schwefeldioxyd wird zu Schwefeltrioxyd oxydiert.
L.: Welche Rolle spielt dabei der Platinasbest?
S.: Die Rolle eines Katalysators.
L.: Was ist ein Katalysator?
S.: Ein Stoff, der durch seine Gegenwart einen chemischen Vorgang ermöglicht oder beschleunigt, aber nicht selbst in die Reaktion eingeht.
L.: Wie verhält sich Schwefeltrioxyd zu Wasser?
S.: Es verbindet sich mit Wasser zu Schwefelsäure H_2SO_4.
L.: Was verstehen Sie unter Rösten?
S.: Rösten ist Erhitzen unter Luftzutritt.
L.: Wie können wir aus sulfidischen Erzen die Metalle gewinnen?
S.: Im Röstprozeß werden die sulfidischen Erze zu Schwefeldioxyd und Metalloxyd oxydiert. Nachfolgend wird das entstandene Metalloxyd durch Kohlenstoff zu Metall reduziert.

D. Wiederholung

1. Welche sulfidischen Erze sind Ihnen bekannt, und wo kommen sie vor? [170] bis [175]
2. Wie heißen diese sulfidischen Erze mit bergmännischem Namen? [170] bis [175]
3. Wie werden die sulfidischen Erze verhüttet? [179]
4. Welches Metall gewinnt man aus Zinnober? [175]
5. Wie heißt das dritte chemische Grundgesetz? [178]
6. Vergleichen Sie das dritte chemische Grundgesetz [178] mit dem zweiten chemischen Grundgesetz [90], und suchen Sie eine gemeinsame Formulierung für beide Gesetze!
7. Welche Beispiele für das dritte chemische Grundgesetz kennen Sie? [174]; [147]
8. Welche Verbindungen entstehen aus den beiden Schwefeloxyden mit Wasser? Gleichungen! [146] und [147]

E. Prüfungsfragen

1. Was ist Zinkblende?
2. Aus welcher Verbindung gewinnen wir Quecksilber?

3. Welche Metalle gewinnt man aus dem Kupferschiefer?
4. Wo wird der Kupferschieferbergbau besonders betrieben?
5. Welche beiden Schwefelverbindungen des Eisens kennen Sie?
6. Welche von beiden kommt in der Natur als Erz vor?
7. Was gewinnt man aus Pyrit?
8. Wozu dient das Kontaktverfahren?

F. Übungen

1. Geben Sie für die in der Natur vorkommenden Schwefelmetalle die bergmännischen Namen, die Formeln und die Fundstellen an!
2. Welche Stoffe bilden sich beim Erhitzen von Pyrit an der Luft? Stellen Sie die Gleichung hierfür auf, und lesen Sie diese mengenmäßig richtig!
3. Wieviel Schwefel und Eisen enthalten 100 g Schwefeleisen und wieviel 100 g Eisenkies?
4. Berechnen Sie die prozentuale Zusammensetzung beider Verbindungen!

25. Kapitel: Die Schwefelsäure – Hygroskopische Substanzen

C. Lehrgespräch

Lehrer: Nach welchem Verfahren stellt man Schwefelsäure her?
Schüler: Nach dem Kontaktverfahren.
L.: Geben Sie den Gang dieses Verfahrens an!
S.: Eisenkies wird geröstet; es entsteht Schwefeldioxyd. Dieses leitet man mit Luft über erhitzten Platinasbest als Katalysator. Das Schwefeldioxyd verbindet sich dabei mit dem Luftsauerstoff zu Schwefeltrioxyd, das sich mit Wasser zu Schwefelsäure vereinigt.
L.: Welche Rohstoffe brauchen wir bei diesem Prozeß?
S.: Eisenkies, Luft und Wasser.
L.: Welche Eigenschaften hat die konzentrierte Schwefelsäure?
S.: Sie ist eine farblose, ölige Flüssigkeit, die schwerer als Wasser ist.
L.: Wie verhält sich konzentrierte Schwefelsäure an feuchter Luft?
S.: Sie zieht begierig den Wasserdampf an sich und verdünnt sich selbständig.
L.: Wie nennen wir solche Stoffe?
S.: Wasseranziehende Stoffe heißen „Hygroskopische Stoffe".
L.: Kennen Sie einen weiteren hygroskopischen Stoff?
S.: Kalziumchlorid $CaCl_2$.
L.: Wozu dienen hygroskopische Stoffe?
S.: Zum Trocknen feuchter Gase und fester Stoffe in Trockenröhren, Trockentürmen, Trockenflaschen und Exsikkatoren.
L.: Wie stellt man verdünnte Schwefelsäure her?
S.: Man gießt die konzentrierte Schwefelsäure langsam und in dünnem Strahl in Wasser, nie umgekehrt.

D. Wiederholung

1. Schildern Sie die Anwendungsweise hygroskopischer Stoffe und die Apparate, in denen sie verwendet werden! [183]
2. Welche Eigenschaften hat die Schwefelsäure? [181] und [184]
3. Wie können Sie konzentrierte Schwefelsäure und konzentrierte Salzsäure unterscheiden? [181], [184], [186], [119]
4. Schildern Sie die Herstellung der Schwefelsäure! [180]

E. Prüfungsfragen

1. Wodurch können Sie konzentrierte Schwefelsäure sofort erkennen?
2. Wie verdünnen Sie konzentrierte Schwefelsäure?
3. Welche hygroskopischen Stoffe kennen Sie?
4. Wie wirken die hygroskopischen Stoffe?
5. Worauf beruht die verkohlende Wirkung konzentrierter Schwefelsäure?

F. Übungen

1. Zeichnen Sie die Trockenapparate auf! Geben Sie an, welche Stoffe in ihnen als hygroskopische Substanzen Verwendung finden und was in ihnen getrocknet wird!
2. Wie können Sie die hygroskopischen Eigenschaften der konzentrierten Schwefelsäure nachweisen?

26. Kapitel: Sulfate und Sulfite

C. Lehrgespräch

Lehrer: Wie heißen die Salze der Schwefelsäure?
Schüler: Die Sulfate.
L.: Und was sind Vitriole?
S.: Vitriole sind die Sulfate der Schwermetalle Eisen, Kupfer und Zink.
L.: Bilden Sie die Formeln von Eisenvitriol und Kupfervitriol!
S.: Eisenvitriol hat die Formel $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$, Kupfervitriol $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$.
L.: Lesen Sie die Formeln!
S.: $FeSO_4$ sieben H_2O; $CuSO_4$ fünf H_2O.
L.: Warum setzen Sie einen Malpunkt in die Formel?
S.: Weil die Wassermoleküle nicht in das Molekül einbezogen werden, sondern sich nur äußerlich anlagern.
L.: Können wir dann das Kristallwasser nicht weglassen?

S.: Nein! Denn erstens bestimmt das Kristallwasser z. B. beim Kupfervitriol Kristallform und Farbe der Substanz, und zweitens muß es bei chemischen Berechnungen gewichtsmäßig mit eingesetzt werden.
L.: In welcher Form tritt der Malpunkt der Formel in der Berechnung auf?
S.: Als Pluszeichen, denn es handelt sich um eine Addition.

D. Wiederholung

1. Welche Unterschiede bestehen zwischen Anhydrit, Gips und gebranntem Gips? [189] und [190]
2. Welche Bedeutung hat das Kristallwasser für das Kupfervitriol? [193]
3. Wann entstehen Eisenvitriol und Kupfervitriol in der Natur? [192] und [193]
4. Wozu dient gebrannter Gips? [190]
5. Was wissen Sie über die schweflige Säure? [194]

E. Prüfungsfragen

1. Was sind Sulfite?
2. Wozu verwendet man Natriumsulfit?
3. Welche Eigenschaft ist allen Sulfiten gemeinsam?
4. Was sind Vitriole?
5. Was ist Schwerspat, und wozu wird er verwendet?

F. Übungen

1. Wieviel gebrannten Gips erhalte ich aus 25 g Gips?
2. Wieviel Wasser entweicht hierbei als Wasserdampf?
3. Wieviel Gramm Sauerstoff vermögen 15 g Natriumsulfit chemisch zu binden?
4. Wieviel Luft wird hierbei sauerstofffrei gemacht, wenn ein Liter Sauerstoff unter Normalverhältnissen 1,4 g wiegt?

27. Kapitel: Die Leichtmetalle Natrium, Kalium und Kalzium

C. Lehrgespräch

Lehrer: Warum werden Natrium und Kalium in Petroleum aufbewahrt?
Schüler: Beide Metalle besitzen eine große Affinität zu Sauerstoff. An der Luft würden sie bald oxydieren. Man bewahrt sie daher in einer sauerstoffreien Flüssigkeit, dem Petroleum, auf.
L.: Wie heißen die Formeln für die Oxyde beider Metalle?
S.: Na_2O und K_2O.

L.: Schreiben Sie die Strukturformeln dieser Verbindungen auf!

S.: $\begin{matrix}Na\\Na\end{matrix}\!\!>\!O$; $\begin{matrix}K\\K\end{matrix}\!\!>\!O$

L.: Wie verhält sich Natrium gegen Wasser?

S.: Es verbindet sich mit dem Sauerstoff des Wassers zu Natriumoxyd, wobei Wasserstoff frei wird.

L.: Drücken Sie dies durch eine Gleichung aus!

S.: $\underset{\text{Natrium}}{2\,Na} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{Natriumoxyd}}{Na_2O} + \underset{\text{Wasserstoff}}{2\,H\uparrow}$

L.: Zu welcher Gruppe von chemischen Reaktionen gehört dieser Vorgang?

S.: Zu den Reduktionen, denn dem Wasser wird Sauerstoff entzogen. Natrium ist das Reduktionsmittel, das seinerseits oxydiert wird.

L.: Demnach erhält man beim Einwerfen von Natrium in Wasser Natriumoxyd?

S.: Nein. Denn das gebildete Natriumoxyd setzt sich sofort mit Wasser um und bildet Natronlauge.

L.: Wie heißt hierfür die Gleichung?

S.: $\underset{\text{Natriumoxyd}}{Na_2O} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{Natronlauge}}{2\,NaOH}$

L.: Welche Eigenschaften haben Natronlauge und Kalilauge gemeinsam?

S.: Beide fühlen sich seifig an und färben rotes Lackmuspapier blau. Beim Eindampfen bleibt bei beiden ein fester Rückstand, der auf die Haut ätzend wirkt. Er heißt Ätznatron beziehungsweise Ätzkali.

L.: Und wodurch unterscheiden sich beide?

S.: Durch die Flammenfärbung. Alle Natriumverbindungen färben die Flamme gelb, alle Kaliumverbindungen violett.

L.: Wie unterscheiden sich in ihrer Zusammensetzung gebrannter Kalk, gelöschter Kalk und Kalkwasser?

S.: Gebrannter Kalk ist Kalziumoxyd CaO, gelöschter Kalk ist Kalziumhydroxyd $Ca(OH)_2$ und Kalkwasser ist die Lösung des gelöschten Kalkes in Wasser; es hat ebenfalls die Formel $Ca(OH)_2$.

D. Wiederholung

---

1. Warum kann Natrium nicht frei in der Natur vorkommen? [197]
2. Welche Natriumverbindungen bilden sich nacheinander, wenn man Natrium auf Wasser wirft? [201] und [198]
3. Welches Gas entwickelt sich dabei? [201]
4. Wie kann man Natriumverbindungen erkennen? [199]
5. Welche Formel hat die Kalilauge? [202]
6. Was ist gebrannter Kalk? Chemischer Name und Formel! [205]

E. Prüfungsfragen

1. Wie heißt die Gleichung für die Bildung von gelöschtem Kalk aus gebranntem Kalk?
2. Was ist Kalkwasser?
3. Wie kann man die Kaliumverbindungen erkennen?
4. Welche Eigenschaften haben Natrium und Kalium?
5. Zu welchen Gruppen von Elementen gehören Kalium, Natrium und Kalzium?
6. Welche Wertigkeit haben sie?

F. Übungen

1. Wieviel Natronlauge kann ich aus 1,5 g Natrium gewinnen?
2. Wieviel gebrannten Kalk muß ich nehmen, um 2,5 kg gelöschten Kalk zu erhalten?
3. Stellen Sie alle bisher erwähnten Verbindungen zusammen, die hygroskopisch sind!

G. Gesamtwiederholung (21.–27. Kapitel)

1. Was sind Säuren?
2. Was verstehen Sie unter einem Radikal?
3. Wie bezeichnet man die Salze der Wasserstoffsäuren?
4. Erklären Sie den Begriff „Säureanhydrid"!
5. Was sind basenbildende und säurebildende Oxyde?
6. Erklären Sie die Formel $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$!
7. Bilden Sie die Formel für Gips!
8. Was geschieht, wenn Säuren auf Metalle einwirken?
9. Aus welchen Bestandteilen besteht ein Salz?
10. Wie können wir Salze herstellen?
11. Bilden Sie die Formel des Natriumsulfits!
12. Wie heißt die Verbindung $NaClO_3$?
13. Wie nennt man die Salze der chlorigen Säure?
14. Was sind Sulfide?
15. Erklären Sie den Röstprozeß!
16. Welche Eigenschaften hat die Schwefelsäure?
17. Wie gewinnt man Schwefelsäure, und welche Rohstoffe braucht man dazu?
18. Was entsteht beim Rösten von Zinkblende?
19. Wie heißt das dritte chemische Grundgesetz?
20. Welche Stoffe sind hygroskopisch?

21. Wie wirkt konzentrierte Schwefelsäure auf organische Substanzen ein?
22. Was ist Anhydrit?
23. Wie sieht Kupfervitriol vor und nach dem Erwärmen aus?
24. Nennen Sie einige Leichtmetalle und deren Wertigkeiten!

H. Lösungen

14. Kapitel: Reduktion und Reduktionsmittel – Chemische Grundgesetze

Zu E. Prüfungsfragen

1. Lavoisier entdeckte das Gesetz von der Erhaltung des Stoffes.
2. Bei einem chemischen Vorgang bleibt das Gesamtgewicht aller an der Reaktion beteiligten Stoffe unverändert.
3. Die Stoffe verbinden sich stets in bestimmten Gewichtsverhältnissen und werden bei der Zerlegung (Analyse) der Verbindungen in den gleichen Gewichtsverhältnissen wiedergewonnen.
4. Durch Verbrennungen in einem abgeschlossenen Luftraum. Der brennbare Stoff Stearin (Kerze) kann in einem abgeschlossenen Luftraum nur so lange brennen, bis der zur Oxydation notwendige Luftsauerstoff verbraucht ist.

Zu F. Übungen

1. $PbO + 2\,H \longrightarrow H_2O + Pb$
2. Oxydation ist Sauerstoffbindung, Reduktion Sauerstoffentzug aus einer Verbindung.
   Eine Oxydation ist die Knallgasexplosion, eine Reduktion die Verwandlung von Kupferoxyd in metallisches Kupfer durch Wasserstoff.

15. Kapitel: Atomgewicht – Molekulargewicht – Chemische Berechnungen

Zu E. Prüfungsfragen

1. $H = 1$, bzw. in neuerer Zeit $O = 16$.
2. Ein Atom Chlor ist 35,5mal so schwer wie ein Atom Wasserstoff.
3. $2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$.

Zu F. Übungen

1. a) HCl: Molekulargewicht $= 1 + 35{,}5 = 36{,}5$
   b) NH_3: Molekulargewicht $= 14 + 3 \cdot 1 = 17$
   c) CH_4: Molekulargewicht $= 12 + 4 \cdot 1 = 16$
2. $2\,Fe + 3\,O \longrightarrow Fe_2O_3$

3. $HgO \rightarrow Hg + O\uparrow$
$216 = 200 + 16$

216 g Quecksilberoxyd liefern 16 g Sauerstoff
10 g Quecksilberoxyd liefern x g Sauerstoff

$$x = \frac{10 \cdot 16}{216} = 0{,}74\,g \text{ Sauerstoff}$$

4. $1{,}43\,g = 1\,l$
$0{,}74\,g = x\,l$

$$x = \frac{0{,}74}{1{,}43} = 0{,}51 \text{ Sauerstoff}$$

5. $2\,H + O = H_2O$
$2 + 16 = 18$

2 g Wasserstoff erfordern 16 g Sauerstoff
0,5 g Wasserstoff erfordern x g Sauerstoff

$$x = \frac{0{,}5 \cdot 16}{2} = 4\,g \text{ Sauerstoff}$$

6. $Mg + O \rightarrow MgO$
$24 + 16 = 40$

Bei der vollständigen Verbrennung nehmen 24 g Mg um 16 g zu
2 g Mg um x g zu

$$x = \frac{2 \cdot 16}{24} = 1{,}3\,g$$

16. Kapitel: Das Kochsalz

Zu E. Prüfungsfragen

1. Weite Gebiete Norddeutschlands waren von einer Bucht des Zechsteinmeeres bedeckt, die von der offenen Verbindung mit dem Ozean abgeschnitten wurde und sich in einen abflußlosen Binnensee verwandelte. Infolge des Wüstenklimas der umgebenden Länder verdunstete das Wasser. Hierbei bildeten sich die Salzlager an den tiefsten Stellen des einstigen Meeresbodens.
2. a) bergmännisch als Steinsalz, b) aus hochwertiger Sole in Salinen als Siedesalz, c) aus geringwertiger Sole in Gradierwerken mit angeschlossenen Salzsudhäusern, d) aus Sinkwerksole durch Auslaugung stark verunreinigter Lagerstätten, e) aus Meerwasser in Salzgärten.

Zu F. Übungen

Siehe [104]!

17. Kapitel: Zusammensetzung und Elektrolyse des Kochsalzes

Zu E. Prüfungsfragen

1. Alle Natriumverbindungen.
2. NaCl.
3. Chlorgas.

4. Die Bildung von Natronlauge durch Reaktion des abgeschiedenen Natriums mit dem Lösungswasser.
5. Die violette Lösung entfärbt sich am Pluspol durch Chlorbleiche; am Minuspol zeigt sich Blaufärbung durch Natronlauge.

Zu F. Übungen

1. NaCl: Atomgewicht Na = 23, Atomgewicht Cl = 35,5; Molekulargewicht NaCl = 58,5.

   Es sind enthalten

   in 58,5 Teilen NaCl 23 Teile Na und 35,5 Teile Cl
   in 100 Teilen NaCl x Teile Na und y Teile Cl

   $$x = \frac{100 \cdot 23}{58{,}5} = 39{,}3 \qquad y = \frac{100 \cdot 35{,}5}{58{,}5} = 60{,}7$$

   NaCl besteht aus 39,3% Natrium und aus 60,7% Chlor.
2. $NaCl \longrightarrow Na + Cl$
   $58{,}5 = 23 + 35{,}5$

   Es entstehen bei der Elektrolyse

   35,5 g Cl aus 58,5 g NaCl bei gleichzeitiger Bildung von 23 g Na
   2,5 g Cl aus x g NaCl bei gleichzeitiger Bildung von y g Na

   $$x = \frac{2{,}5 \cdot 58{,}5}{35{,}5} = 4{,}1 \qquad y = \frac{2{,}5 \cdot 23}{35{,}5} = 1{,}6$$

   Ich muß 4,1 g Kochsalz elektrolysieren.
3. Bei der Elektrolyse von 4,1 g Kochsalz entstehen 1,6 g Natrium. (Siehe Lösung 2!)

   $$\underset{23}{Na} + HOH \longrightarrow \underset{40}{NaOH} + H$$

   Aus 23 g Natrium entstehen 40 g Natronlauge
   Aus 1,6 g Natrium entstehen x g Natronlauge

   $$x = \frac{1{,}6 \cdot 40}{23} = 2{,}8$$

   Gleichzeitig entstehen 2,8 g Natronlauge.

18. Kapitel: Die Salzsäure

Zu E. Prüfungsfragen

1. HCl.
2. In beiden Fällen entstehen Chlorgas und Wasserstoffgas.
3. Die Formeln der Ausgangsprodukte stimmen nicht überein. Aber das bei der Kochsalzelektrolyse primär gebildete Natrium setzt sekundär aus den Wassermolekülen Wasserstoffgas in Freiheit.
4. Durch Auflösen des Gases in Wasser.
5. Die Löslichkeit des HCl-Gases in Wasser.
6. Durch Übergießen des Kochsalzes mit Schwefelsäure.

Zu F. Übungen

1. $2\,NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$
   58,5 (98 : 2) 36,5

   58,5 kg NaCl liefern 36,5 kg HCl;
   45 kg NaCl liefern x kg HCl;

$$x = \frac{45 \cdot 36{,}5}{58{,}5} = 28$$

   Verbrauch 49 kg H_2SO_4
   Verbrauch y kg H_2SO_4

$$y = \frac{45 \cdot 49}{58{,}5} = 37{,}7$$

   Wir gewinnen 28 kg HCl-Gas.

2. 38 kg HCl sind enthalten in 100 kg HCl konzentriert
   28 kg HCl sind enthalten in x kg HCl konzentriert

$$x = \frac{28 \cdot 100}{38} = 73{,}7$$

   73,7 kg konzentrierte Salzsäure entsteht daraus.

3. 37,7 kg Schwefelsäure werden verbraucht. (Rechnung siehe 1.)

19. Kapitel: Das Chlor

Zu E. Prüfungsfragen

1. $Mg + 2\,Cl \longrightarrow MgCl_2$.
2. Eine Lösung von Chlor in Wasser.
3. Ein physikalischer Prozeß.
4. Als Giftgas tötet es Kleinlebewesen leicht ab.
5. Eisen(2)oxyd, Eisen(3)oxyd, Zinkchlorid und Quecksilber(2)chlorid.

Zu F. Übungen

1. $Cl + Na \longrightarrow NaCl$
   $35{,}5 + 23 = 58{,}5$

   35,5 g Cl vereinigen sich mit 23 g Na zu 58,5 g NaCl
   28 g Cl vereinigen sich mit x g Na zu y g NaCl

$$x = \frac{28 \cdot 23}{35{,}5} = 18{,}1 \qquad y = \frac{28 \cdot 58{,}5}{35{,}5} = 46{,}1$$

   18,1 g Na verbinden sich mit 28 g Cl.

2. Hierbei entsteht 46,1 g NaCl (Rechnung siehe 1).

3. $Fe + 3\,Cl \longrightarrow FeCl_3$
   $56 + 106{,}5 = 162{,}5$

   162,5 g $FeCl_3$ erfordern 56 g Fe und 106,5 g Cl
   250 g $FeCl_3$ erfordern x g Fe und y g Cl

$$x = \frac{250 \cdot 56}{162{,}5} = 86{,}2 \qquad y = \frac{250 \cdot 106{,}5}{162{,}5} = 163{,}8$$

   Zur Herstellung von 250 g Eisen(3)chlorid brauche ich 86,2 g Fe und 163,8 g Cl.

Zu E. Prüfungsfragen

1. Das Überspringen des flüssigen Aggregatzustandes.
2. Zweiwertig.
3. Als Lösungsmittel für Schwefel.
4. Durch Verbrennen von Schwefel.
5. Durch Erwärmen von Metallen mit Schwefel.

Zu F. Übungen

1. $Hg + S \longrightarrow HgS$ $\qquad \frac{32}{201} = \frac{1}{x} \qquad x = \frac{201}{32} = 6{,}3$

   $201 + 32 = 233$

   Das Mischungsverhältnis Schwefel : Quecksilber = 1 : 6,3.

2. 233 g HgS enthalten 201 g Hg
   35 g HgS enthalten x g Hg

   $$x = \frac{35 \cdot 201}{233} = 30{,}2\,g$$

3. $Zn + S \longrightarrow ZnS$

   $65 + 32 = 97$

   65 g Zink liefern 97 g Zinksulfid
   2,5 g Zink liefern x g Zinksulfid

   $$x = \frac{2{,}5 \cdot 97}{65} = 3{,}7.$$

Zu G. Gesamtwiederholung (14.–20. Kapitel)

1. Das Herausziehen von Sauerstoff aus einer Verbindung.
2. Die Reduktionsmittel.
3. Das Atomgewicht ist eine Verhältniszahl, die mir angibt, wievielmal so schwer ein Atom des Elementes ist als ein Atom Wasserstoff.
4. Durch Addition der Atomgewichte der im Molekül vorhandenen Atome.
5. Die chemische Gleichung gibt Auskunft über die stofflichen Veränderungen, die Atomverhältnisse, die Gewichtsverhältnisse der an der Reaktion beteiligten Stoffe und über die Gewichte, in denen die Stoffe aufeinander einwirken.
6. Gewicht der Ausgangsstoffe = Gewicht der Endprodukte.
7. Schwefel-Metall-Verbindungen.
8. In Sizilien und in den nordamerikanischen Staaten Louisiana und Texas.
9. Nein. In Deutschland wird Schwefel als Nebenprodukt bei der Verarbeitung schwefelhaltiger Erze und in Gaswerken und Kokereien aus der Kohle gewonnen.
10. Stechend riechendes Gas, das desinfizierend und bleichend wirkt.
11. Schwefeldioxyd und Wasserdampf.
12. a) H_2S^{II}, b) $S^{IV}O_2$, $S^{VI}O_3$.
13. Gewinnung von Schwefeldioxyd durch Rösten von Pyrit. Überführen von Schwefeldioxyd durch Katalysatorenwirkung in Schwefeltrioxyd. Schwefel-

dioxyd bzw. Schwefeltrioxyd vereinigen sich mit Wasser zu schwefliger Säure bzw. Schwefelsäure.

14. Chlor für Pflanzenfarbstoffe, Schwefeldioxyd für tierische Fasern und empfindliche Gewebe.
15. Als Steinsalz bergmännisch, als Siedesalz in Salinen und Gradierwerken; in Salzgärten aus Meerwasser.
16. Im Raume zwischen Weser und Elbe von der Nordsee bis Thüringen; ferner im Neckargebiet.
17. Bedingt durch die verschiedene Löslichkeit scheiden sich aus eintrocknenden Meeresbecken zuerst der schwer lösliche Gips bzw. Anhydrit, dann das leichter lösliche Kochsalz und zuletzt die sehr leicht löslichen Kalisalze aus.
18. Entsprechend setzen sich auf den Dornreisern die schwer löslichen Bestandteile Kalk und Gips als Dornstein ab, während die gereinigte und eingedickte Sole abfließt.
19. Elektrischer Strom spaltet die Kochsalzmoleküle in Natrium und Chlor. Das Chlor sammelt sich als Gas am Pluspol, während das Natrium am Minuspol abgeschieden wird und dort mit dem Wasser sofort Natronlauge bildet. Hierbei wird Wasserstoff frei.
20. Stechender Geruch; Nebelbildung an feuchter Luft.
21. Die Elektrolyse der Salzsäure liefert Wasserstoff und Chlor.
22. Durch Elektrolyse von Kochsalzlösung oder Zersetzen der Salzsäure mit Braunstein oder Kaliumpermanganat.
23. Chlor-Metall-Verbindungen.
24. Durch Anfügen des Wortes „oxyd" an das Metall. Bei Metallen, die in mehreren Wertigkeitsstufen vorkommen, schieben wir die Wertigkeitszahl in den Namen ein.

21. *Kapitel: Die Schwefelsäuren*

Zu E. Prüfungsfragen

1. Durch Erhitzen von Schwefel und Eisen entsteht Schwefeleisen. Dieses liefert beim Übergießen mit Salzsäure Schwefelwasserstoff.
2. Als stechend riechendes Giftgas wirkt es desinfizierend; ferner bleicht es Farbstoffe.
3. $H_2S + 3\,O \longrightarrow H_2O + SO_2\uparrow$.
4. Chlor und Schwefeldioxyd.
5. Vom Schwefeldioxyd und vom Schwefeltrioxyd.

Zu F. Übungen

1. $S + 2\,O \longrightarrow SO_2$; $\quad SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

32 $\qquad$ 82

82 g H_2SO_3 entstehen aus 32 g S; $\quad$ Verbrauch 32 g O und 18 g H_2O

65 g H_2SO_3 entstehen aus x g S; $\quad$ Verbrauch y g O und z g H_2O

$$x = \frac{65 \cdot 32}{82} = 25{,}4 \qquad y = \frac{65 \cdot 32}{82} = 25{,}4 \qquad z = \frac{65 \cdot 18}{82} = 14{,}2$$

25,4 g Schwefel müssen verbrannt werden.

2. Hierbei werden 25,4 g Sauerstoff und 14,2 g Wasser verbraucht.

3. SO_2: 1 : 1 ; SO_3: 1 : 1,5

4. $H_2SO_3 = 2 + 32 + 48 = 82$ $\qquad$ $H_2SO_4 = 2 + 32 + 64 = 98$

5. $\underset{34}{H_2S} + 3\,O \longrightarrow H_2O + \underset{64}{SO_2}$; $\qquad$ $SO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{82}{H_2SO_3}$

Aus 34 g H_2S entstehen 64 g SO_2 und 82 g H_2SO_3
Aus 15 g H_2S entstehen x g SO_2 und y g H_2SO_3

$$x = \frac{15 \cdot 64}{34} = 28{,}2 \qquad y = \frac{15 \cdot 82}{34} = 36{,}2$$

Es entstehen 28,2 g SO_2 und 36,2 g H_2SO_3.

22. *Kapitel: Die Säuren*

Zu E. Prüfungsfragen

1. Wasserstoff.
2. Säuren färben Lackmusfarbstoff rot.
3. Der übrigbleibende Teil des Säuremoleküls, wenn der Wasserstoff entfernt wird.
4. Die Nichtmetalloxyde vereinigen sich mit Wasser zu Säuren; sie heißen daher säurebildende Oxyde.
5. Kalziumsulfat $CaSO_4$.
6. An die Molekularformel der Verbindung werden mit einem Malpunkt die Kristallwassermoleküle angehängt.

Zu F. Übungen

1. $CaSO_4$: $40 + 32 + 64 = 136$
2. $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$: $136 + 2 \cdot 18 = 172$
3. $172 : 36 = 100 : x \qquad x = 20{,}9$ $\qquad$ Gips enthält 20,9% Kristallwasser.
4. $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O = 64 + 32 + 64 + 5 \cdot 18 = 250$
5. $CuSO_4$: $64 + 32 + 64 = 160$

160 g $CuSO_4$ entstehen aus 250 g $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$
25 g $CuSO_4$ entstehen aus x g $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$

$$x = \frac{25 \cdot 250}{160} = 39$$

Es sind 39 g kristallines Kupfersulfat erforderlich.

23. *Kapitel: Die Salze*

Zu E. Prüfungsfragen

1. Sulfide.
2. Von der schwefligen Säure.
3. Die Salze der Chlorsäure.
4. Schwefelwasserstoff, schweflige Säure und Schwefelsäure.
5. Chlorsäure enthält im Säurerest mehr Sauerstoff als die chlorige Säure.
6. Zu den Wasserstoffsäuren.

Zu F. Übungen

1. Silberchlorid AgCl, Kaliumsulfit K_2SO_3, Kalziumsulfid CaS, Magnesiumsulfat $MgSO_4$, Eisen(2)chlorid $FeCl_2$, Eisen(3)sulfat $Fe_2(SO_4)_3$, Aluminiumchlorid $AlCl_3$, Aluminiumsulfat $Al_2(SO_4)_3$, Bleisulfat $PbSO_4$, Bleisulfid PbS, Zinn(2)chlorid $SnCl_2$, Zinn(4)sulfat $Sn(SO_4)_2$, Anhydrit $CaSO_4$, Gips $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$.
2. HgCl Quecksilber(1)chlorid, $PbCl_2$ Bleichlorid, $MnCl_3$ Mangan(3)chlorid, $HgSO_4$ Quecksilber(2)sulfat, $MnSO_4$ Mangan(2)sulfat, $Mn_2(SO_4)_3$ Mangan(3)sulfat, $CuSO_4$ Kupfer(2)sulfat, Na_2SO_3 Natriumsulfit, $CaSO_3$ Kalziumsulfit, Cu_2S Kupfer(1)sulfid, ZnS Zinksulfid, SnS_2 Zinn(4)sulfid.
3. Molekulargewicht $Na_2CO_3 = 46 + 12 + 48 = 106$
   Molekulargewicht $Na_2CO_3 \cdot 10\,H_2O = 106 + 10 \cdot 18 = 286$
   $286 : 180 = 100 : x \qquad x = \frac{180 \cdot 100}{286} = 62{,}9\%$
   Kristallsoda enthält 62,9% Kristallwasser.

24. *Kapitel: Sulfide – Gesetz von den mehrfachen Gewichtsverhältnissen*

Zu E. Prüfungsfragen

1. Zinksulfid.
2. Aus Zinnober = Quecksilbersulfid.
3. Kupfer und Silber.
4. In Mansfeld (Harzvorland).
5. Schwefeleisen und Pyrit.
6. Pyrit.
7. Schwefeldioxyd für die Schwefelsäurefabrikation und Eisen(3)oxyd, das als Englischrot verwendet wird.
8. Zur Herstellung von Schwefelsäure. Das im Röstprozeß gewonnene Schwefeldioxyd wird im Kontaktelement zu Schwefeltrioxyd oxydiert und dieses mit Wasser zusammengebracht.

Zu F. Übungen

1. Bleiglanz PbS: Harz, Oberschlesien, Rhein. Schiefergebirge, Aachen, Kärnten, Westböhmen.
   Zinkblende ZnS: Harz, Oberschlesien, Aachen, Kärnten, Westböhmen.
   Silberglanz Ag_2S: Freiberg (Sachsen), Mansfeld.
   Kupferglanz Cu_2S
   Kupferkies $CuFeS_2$ } Mansfeld (Harzvorland).
   Buntkupfererz $CuFeS_2 \cdot Cu_2S$
   Pyrit = Eisenkies FeS_2: Meggen (Westfalen), Waldsassen, Helmstedt.
   Zinnober HgS: Almaden (Spanien), Idria (Krain), Kalifornien.
2. $2\,FeS_2 + 11\,O \rightarrow Fe_2O_3 + 4\,SO_2\uparrow$.
   2 Moleküle Pyrit werden durch 11 Atome Sauerstoff zu einem Molekül Eisen(3)oxyd und vier Molekülen Schwefeldioxydgas oxydiert.

3. Fe S; Fe S_2
56 32 56 64
88 120

88 g Schwefeleisen enthalten 56 g Eisen und 32 g Schwefel
100 g Schwefeleisen enthalten x g Eisen und y g Schwefel

$$x = \frac{100 \cdot 56}{88} = 63{,}6 \qquad y = \frac{100 \cdot 32}{88} = 36{,}4$$

100 g Schwefeleisen enthalten 63,6 g Eisen und 36,4 g Schwefel.

120 g Pyrit enthalten 56 g Eisen und 64 g Schwefel
100 g Pyrit enthalten x g Eisen und y g Schwefel

$$x = \frac{100 \cdot 56}{120} = 46{,}7 \qquad y = \frac{100 \cdot 64}{120} = 53{,}3$$

100 g Pyrit enthalten 46,7 g Eisen und 53,3 g Schwefel.

4. Schwefeleisen besteht zu 63,6% aus Eisen und zu 36,4% aus Schwefel. Pyrit enthält 46,7% Eisen und 53,3% Schwefel.
(Ausrechnung siehe 3).

25. *Kapitel: Die Schwefelsäure – Hygroskopische Substanzen*

Zu E. Prüfungsfragen

1. Durch die ölige Beschaffenheit (hält Luftblasen beim Schütteln fest) und durch das hohe spezifische Gewicht.
2. Durch Eingießen der Säure in Wasser.
3. Kalziumchlorid und konzentrierte Schwefelsäure.
4. Sie ziehen den Wasserdampfgehalt der Luft an.
5. Die konzentrierte Schwefelsäure entzieht den Molekülen der organischen Stoffe die Elemente des Wassers, so daß der Kohlenstoff übrig bleibt.

Zu F. Übungen

1. Siehe [183]!
2. Nachweis: Wir stellen ein mit konzentrierter Schwefelsäure gefülltes Schälchen einige Tage offen an die Luft. Vor und nach dem Versuch bestimmen wir Gewicht und Volumen der Schwefelsäure. Es zeigt sich eine Gewichts- und Volumenzunahme durch Aufnahme des Wasserdampfgehaltes der Luft.

26. *Kapitel: Sulfate und Sulfite*

Zu E. Prüfungsfragen

1. Die Salze der schwefligen Säure.
2. Zum Haltbarmachen von Entwicklerlösungen in der Photographie.
3. Es sind starke Reduktionsmittel.
4. Die Sulfate der Schwermetalle Kupfer, Eisen und Zink.
5. Bariumsulfat. Er dient als Zusatz zum Zinkweiß (Malerfarbe Lithopone).

Zu F. Übungen

1. $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$ $\quad$ $CaSO_4 \cdot (^1/_2\,H_2O)$

Gips	gebrannter Gips	(= — $^3/_4$ Wasser!)
172	145	(Molekulargewichte)

172 g Gips liefern 145 g gebrannten Gips; Wasserverlust 27 g
25 g Gips liefern x g gebrannten Gips; Wasserverlust y g

$$x = \frac{25 \cdot 145}{172} = 21{,}1 \qquad y = \frac{25 \cdot 27}{172} = 3{,}9$$

25 g Gips liefern 21,1 g gebrannten Gips.

2. Es entweicht 3,9 g Wasser.
3. $Na_2SO_3 + O \longrightarrow Na_2SO_4$
   126 16
   126 g Natriumsulfit binden 16 g Sauerstoff
   15 g Natriumsulfit binden x g Sauerstoff

$$x = \frac{15 \cdot 16}{126} = 1{,}9$$ 15 g Natriumsulfit binden 1,9 g Sauerstoff.

4. 1,4 g O = 1 Liter O
   1,9 g O = x Liter O

$$x = \frac{1{,}9}{1{,}4} = 1{,}4 \text{ Liter O}$$

Luft enthält $^1/_5$ Sauerstoff.
1,4 Liter O sind enthalten in 1,4 · 5 = 7 Liter Luft.
15 g Natriumsulfit machen 7 Liter Luft sauerstofffrei.

27. *Kapitel: Die Leichtmetalle Natrium, Kalium und Kalzium*

Zu E. Prüfungsfragen

1. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
2. Die Lösung von gelöschtem Kalk in Wasser.
3. Durch violette Flammenfärbung.
4. Es sind sehr weiche, silberglänzende Leichtmetalle, die durch ihre hohe Affinität zu Sauerstoff an der Luft oxydieren.
5. Kalium, Natrium und Kalzium sind Leichtmetalle.
6. K^I, Na^I, Ca^{II}.

Zu F. Übungen

1. $Na \longrightarrow NaOH$
   23 40

23 g Na liefern 40 g Natronlauge
1,5 g Na liefern x g Natronlauge

$$x = \frac{1{,}5 \cdot 40}{23} = 2{,}6$$

1,5 g Natrium liefern 2,6 g Natriumhydroxyd.

2. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
   56 74
   74 kg gelöschter Kalk entsteht aus 56 kg gebranntem Kalk
   2,5 kg gelöschter Kalk entsteht aus x kg gebranntem Kalk

$$x = \frac{2{,}5 \cdot 56}{74} = 1{,}9$$

Man muß 1,9 kg gebrannten Kalk nehmen.

3. Kalziumchlorid $CaCl_2$, konzentrierte Schwefelsäure, Ätzkali, Ätznatron, Ätzkalk.

Zu G. Gesamtwiederholung (21.–27. Kapitel)

1. Säuren sind Verbindungen von Wasserstoff mit einem Säurerest; dieser ist ein Nichtmetall oder Nichtmetalloxyd. Der Wasserstoff ist durch Metall ersetzbar (Salzbildung). Säuren schmecken sauer, wirken ätzend und färben Lackmus rot.
2. Radikale sind in sich geschlossene Atomgruppen innerhalb des Moleküls; für sich sind sie nicht beständig, da sie noch freie Wertigkeiten haben.
3. Mit der Endung ...id.
4. Säuremolekül minus Wasser.
5. Basenbildende Oxyde sind die Metalloxyde, säurebildende Oxyde die Nichtmetalloxyde. Denn Metalloxyde bilden mit Wasser Basen, Nichtmetalloxyde hingegen Säuren.
6. Im Eisenvitriol sind an ein Molekül Eisen(2)sulfat 7 Moleküle Kristallwasser angelagert.
7. $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$.
8. Unter Wasserstoffbildung entstehen Salze.
9. Aus einem metallischen Bestandteil und einem Säurerest.
10. Durch Einwirkung von Säuren auf Metalle.
11. Na_2SO_3.
12. Natriumchlorat.
13. Chlorite.
14. Salze des Schwefelwasserstoffs.
15. Rösten heißt Erhitzen unter Luftzutritt. Sulfidische Erze werden auf Rosten unter Luftzutritt erhitzt und durch den Luftsauerstoff zu Metalloxyd und Schwefeldioxyd oxydiert.
16. Ölige Flüssigkeit von hohem spezifischen Gewicht; konzentrierte Schwefelsäure ist stark hygroskopisch und verkohlt organische Substanzen.
17. Pyrit wird geröstet, das entstehende Schwefeldioxyd im Kontaktverfahren durch Sauerstoff zu Schwefeltrioxyd oxydiert und dieses mit Wasser zu Schwefelsäure umgesetzt. Rohstoffe: Pyrit, Luftsauerstoff, Wasser. Bedingung: Anwendung von Katalysatoren.
18. Zinkoxyd und Schwefeldioxyd.
19. Verbinden sich zwei Elemente in mehr als einem Gewichtsverhältnis zu Verbindungen, so stehen die Gewichtsmengen des einen Elementes, die sich mit der gleichen Gewichtsmenge des anderen vereinigen, im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.
20. Kalziumchlorid, konzentrierte Schwefelsäure, Ätzkali, Ätznatron, Ätzkalk
21. Sie verkohlt organische Substanzen.
22. Kalziumsulfat.
23. Vor dem Erwärmen: blaue Kristalle; nach dem Erwärmen: weißes Pulver.
24. Na^{I}, K^{I}, Ca^{II}, Al^{III}.

Best.-Nr. 16330/6 Verfaßt von einer Autoren-Arbeitsgemeinschaft der Gewerkschaft der Lehrer und Erzieher im FDGB. Leipzig - Schriftleitung: Albert Först, Leipzig - Satz: Offizin Haag-Drugulin in Leipzig (M 103) - Druck: Bonneß & Hachfeld, Potsdam (Reg.8) A 45
Lizenz Nr. 334
1000/48-II 183

DIE DEUTSCHE FERNSCHULE
LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT
VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN/LEIPZIG

28. Kapitel: Die Laugen

A. Lehrgang	B. Kurzfassung
[206] **Laugen.** Im 27. Kapitel haben wir drei Stoffe kennengelernt, die roten Lackmusfarbstoff blau färben: Natronlauge NaOH, Kalilauge KOH und Kaliumlauge = Kalkwasser $Ca(OH)_2$. Beim Verdampfen der drei Flüssigkeiten erhalten wir feste, weiße Rückstände mit den gleichen Formeln, die man ihrer ätzenden Wirkung wegen als *Ätznatron*, *Ätzkali* und *Ätzkalk* bezeichnet.	Natronlauge, Kalilauge und Kalkwasser färben roten Lackmusfarbstoff blau. Beim Verdampfen bilden sich als feste, weiße Rückstände Ätznatron, Ätzkali und Ätzkalk.
[207] **Die chemische Zusammensetzung der Laugen.** Alle Laugen enthalten ein Metall und außerdem stets eine gleiche Zahl von Sauerstoff- und Wasserstoffatomen. Verbindungen mit Sauerstoff nennt man *Oxyde*, Verbindungen mit Wasserstoff und Sauerstoff *Hydroxyde*. Jedes *Hydroxyd* enthält die OH-Gruppe, die man auch als *Hydroxyl*gruppe bezeichnet. Laugen sind also Verbindungen von Metallen mit der Hydroxylgruppe = *Metallhydroxyde*.	Laugen sind Verbindungen eines Metalles mit der OH-Gruppe. Die OH-Gruppe heißt Hydroxylgruppe. Verbindungen mit der Hydroxylgruppe bezeichnet man als Hydroxyde.
[208] **Die Hydroxylgruppe.** Wenn wir uns die Struktur der Hydroxylgruppe aufmalen, entdecken wir, daß es keine chemische Verbindung sein kann: $-(O-H)$ Das zweiwertige Sauerstoffatom hat noch einen Bindungsarm frei. Die OH-Gruppe ist eine fest zusammengeschlossene Gruppe innerhalb des Moleküls, ein *Radikal* [152]; man schreibt sie daher isoliert $(OH)^{I}$. In der Formel des Moleküls fällt die Klammer weg, wenn die Gruppe nur einmal vorhanden ist; kommt sie mehrmals vor, wird sie in Klammern gesetzt, wie wir	Die Hydroxylgruppe hat noch eine freie Wertigkeit; sie ist also keine chemische Verbindung, sie ist ein einwertiges Radikal: $(OH)^{I}$.

es bei der Formel des Kalkwassers und des gelöschten Kalkes gesehen haben [205].

[209] **Base – Hydroxyd – Lauge.** Verbindungen, die in ihrem Molekül die Hydroxylgruppe haben, faßt man auch unter dem Sammelnamen „*Basen*" zusammen.

Verbindungen mit der Hydroxylgruppe $(OH)^{I}$ nennt man Basen. Hydroxyde sind die Basen in festem Zustande, Laugen sind die Basen in wässeriger Lösung.

Basen in festem Zustande nennt man Hydroxyde. Basen in wässeriger Lösung bezeichnet man als Laugen. Die Hydroxyde der Leichtmetalle Kalium, Natrium und Kalzium heißen wegen ihrer stark ätzenden Eigenschaften auch *Ätz*kali, *Ätz*natron, *Ätz*kalk. Die meisten Hydroxyde und Laugen werden im Laboratorium und im praktischen Leben sehr häufig gebraucht. Sie haben daher in der Praxis Gebrauchsnamen bekommen, die teils allgemeingültig, teils auf ein bestimmtes Anwendungsgebiet (z. B. Baugewerbe) begrenzt sind.

Alle Basen enthalten die Hydroxylgruppe. Die Anzahl der im Molekül vorhandenen Hydroxylgruppen wird durch die Wertigkeit des basenbildenden Metalls bestimmt.

Die Basen enthalten so viel Hydroxylgruppen im Molekül, wie das basenbildende Metall Wertigkeiten besitzt.

[210] **Basenbildende Oxyde.** Da die Metalloxyde (im Gegensatz zu den Nichtmetalloxyden) mit dem Wasser Basen bilden ([198], [202], [205]), nennt man sie auch basenbildende Oxyde.

Die Metalloxyde bilden mit Wasser Basen. Sie heißen daher auch basenbildende Oxyde.

[211] **Übersicht über die Basen.** Wenn wir unsere Kenntnisse über die Basen tabellarisch zusammenfassen, ergibt sich folgendes Bild:

Basenbildendes Metall	Wertigkeit	Basenformel	Bezeichnung der Base in festem Zustand	Bezeichnung der Base in wässeriger Lösung
Natrium	Na^{I}	NaOH	Natriumhydroxyd = Ätznatron	Natronlauge
Kalium	K^{I}	KOH	Kaliumhydroxyd = Ätzkali	Kalilauge
Kalzium	Ca^{II}	$Ca(OH)_2$	Kalziumhydroxyd = gelöschter Kalk	Kalkwasser (= Kalkmilch)
Aluminium	Al^{III}	$Al(OH)_3$	Aluminium-hydroxyd	(unlöslich)
Eisen	Fe^{III}	$Fe(OH)_3$	Eisen(3)hydroxyd (Rost)	(unlöslich)
Alle Basen färben roten Lackmusfarbstoff blau				

Tabelle 4. Die Basen

[212] Definition der Basen. Basen sind Verbindungen eines Metalles mit so viel Hydroxylgruppen, wie das Metall Wertigkeiten hat. Sie wirken ätzend, fühlen sich seifig an und färben rotes Lackmuspapier blau.

Basen sind Verbindungen eines Metalles mit so viel OH-Gruppen, wie das Metall Wertigkeiten hat. Sie wirken ätzend, fühlen sich seifig an und färben roten Lackmusfarbstoff blau.

Säure	Base
Nichtmetallverbindung mit Wasserstoff	Metallverbindung mit der Hydroxyl-Gruppe
schmeckt sauer	fühlt sich seifig an
wirkt ätzend	wirkt ätzend
chemisch wirksam ist der Wasserstoff	chemisch wirksam ist die Hydroxyl-Gruppe
färbt Lackmus rot	färbt Lackmus blau
entstanden aus: Säurebildendes Oxyd + Wasser	entstanden aus: Basenbildendes Oxyd + Wasser

Tabelle 5. Säure und Base

29. Kapitel: Die Salzbildung

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[213] Erste Methode der Salzbildung. Als erste Methode der Salzbildung lernten wir im 5. Lehrbrief [161] folgende allgemeine Gleichung kennen:

Säure + Metall ⟶ Salz + Wasserstoff↑.

Sie gab uns gleichzeitig eine Möglichkeit zur Herstellung von Wasserstoffgas an.

Erste Methode der Salzbildung:
Säure + Metall ⟶ Salz + Wasserstoff↑

[214] Einwirkung von Säuren auf Metalloxyde. Anders verläuft die Reaktion, wenn die Säuren nicht auf die reinen Metalle, sondern auf deren Oxyde einwirken.

● Versuch 133: Einwirkung von Salzsäure auf Magnesiumoxyd. *Wenn wir Magnesiumband verbrennen (Versuch 2), bildet sich als weißes Pulver Magnesiumoxyd*

MgO [35]. *Dieses übergießen wir im Prüfglas mit verdünnter Salzsäure und erwärmen etwas. Das Magnesiumoxyd verschwindet allmählich; ohne Gasentwicklung bildet sich eine klare Flüssigkeit. Beim Eindampfen der Flüssigkeit in einer Porzellanschale bleibt ein weißes Salz zurück.*

● Versuch 134: Einwirkung von Schwefelsäure auf Magnesiumoxyd. *Wir wiederholen den Versuch 133, ersetzen aber die Salzsäure durch Schwefelsäure. Es zeigen sich die gleichen Erscheinungen. Wieder erhalten wir als Rückstand ein weißes Salz.*

● Versuch 135: Einwirkung von Salzsäure auf Kupferoxyd. *Beim Erhitzen von Kupfer unter Luftzutritt entsteht schwarzes Kupferoxyd (Versuche 33—36). Nunmehr gießen wir auf Kupferoxydpulver im Prüfglas verdünnte Salzsäure. Das Oxyd löst sich ohne Gasentwicklung. Nach dem Eindampfen der entstandenen klaren Flüssigkeit bleibt ein blaugrün gefärbtes Salz zurück.*

● Versuch 136: Einwirkung von Schwefelsäure auf Kupferoxyd. *Wir wiederholen den Versuch 135 mit Schwefelsäure und erhalten als Rückstand ein blaues Salz.*

[215] **Zweite Methode der Salzbildung.** Bei den Versuchen 133–136 hat sich jedesmal durch Einwirkung von Säure auf ein Metalloxyd ein Salz gebildet. Die Gleichungen für die Versuche lauten:

Bei Einwirkung von Säuren auf Metalloxyde bilden sich als Endprodukte stets Salz + Wasser.

Versuch 133: $MgO + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

Magnesiumoxyd — Salzsäure — Magnesiumchlorid — Wasser

Versuch 134: $MgO + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2O$

Magnesiumoxyd — Schwefelsäure — Magnesiumsulfat — Wasser

Versuch 135: $CuO + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

Kupferoxyd — Salzsäure — Kupferchlorid — Wasser

Versuch 136: $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$

Kupferoxyd — Schwefelsäure — Kupfersulfat — Wasser

Auf der rechten Seite der Gleichungen finden sich als Endprodukte immer ein Salz und Wasser. Wir können also auch hier eine allgemein gültige Gleichung aufstellen:

Metalloxyd + Säure → Salz + Wasser

Die Hausfrau wendet zuweilen verdünnte Salzsäure an, um blind gewordene Kupfergegenstände (Versuch 38) zu reinigen. Die auf dem Kupfer vorhandene blinde Schicht ist Kupferoxyd. Dieses wird durch Salzsäure in lösliches Kupferchlorid und Wasser umgewandelt; so liegt auch hier eine Salzbildung aus Metalloxyd und Säure vor. Ein ähnlicher chemischer Vorgang spielt sich bei Verwendung des Salmiaksteines beim Löten ab, wie wir später noch sehen werden.

Zweite Methode der Salzbildung:

Metalloxyd + Säure → Salz + Wasser.

Durch Behandlung mit Säuren können z. T. die Oxydhäute auf Metallen beseitigt und die blanken Metallflächen freigelegt werden (Lötstein).

[216] **Die Einwirkung von Säuren auf Laugen.** Als Gruppenreagens für Säuren und Basen lernten wir Lackmusfarbstoff kennen [212]. Alle Säuren färben blaues Lackmus rot, alle Laugen färben rotes Lackmus blau.

Lackmus ist Gruppenreagens auf Säuren und Basen.
Säuren färben blaues Lackmus rot, Basen färben rotes Lackmus blau.

Was geschieht nun, wenn wir eine Säure mit einer Lauge zusammenbringen?

● Versuch 137: Einwirkung von Salzsäure auf Natronlauge. *Wir gießen Natronlauge in ein Becherglas und fügen etwas Lackmuslösung zu. Nunmehr gießen wir verdünnte Salzsäure unter Umrühren in die blau gefärbte Natronlauge. Die Blaufärbung der Lösung wird allmählich schwächer; an der Stelle, wo die Salzsäure einfließt, bahnt sich eine Rotfärbung an. Zuletzt fügen wir die Salzsäure nur noch tropfenweise hinzu und erreichen schließlich einen Punkt, bei dem die Lösung weder blau noch rot, sondern deutlich violett aussieht. Wir kosten jetzt die Flüssigkeit: sie schmeckt stark salzig. Beim Eindampfen der Flüssigkeit in einer Porzellanschale erhalten wir einen festen, weißen Rückstand, den wir schon am Geschmack als Kochsalz oder Natriumchlorid erkennen. Führen Sie außerdem die Flammenprobe durch (Versuch 77) und weisen Sie das Chlor durch Wiederholung des Versuchs 79 nach!*

Beim Eingießen von Salzsäure in Natronlauge wird schließlich ein Neutralpunkt erreicht, bei dem weder Rotfärbung noch Blaufärbung von Lackmuslösung stattfindet.

● Versuch 138: Einwirkung von Schwefelsäure auf Natronlauge. *Wiederholen Sie Versuch 137 mit Natronlauge und verdünnter Schwefelsäure! Auch hier erreichen*

Sie durch vorsichtiges Mischen einen neutralen Punkt, bei dem die Lösung deutlich violett gefärbt ist und eingetauchtes rotes oder blaues Lackmuspapier keine Veränderung zeigt. Beim Kosten der Flüssigkeit stellen Sie fest, daß dieselbe weder sauer noch laugenhaft schmeckt, sondern einen scharfen, salzartigen Geschmack hat. Nach dem Eindampfen bleibt Natriumsulfat als weißer Rückstand übrig.

[217] **Dritte Methode der Salzbildung.** Bei beiden Versuchen handelt es sich um chemische Umsetzungen, bei denen sich wiederum Salze bilden. Die Gleichungen für die Versuche 137 und 138 lauten:

$$\underset{\text{Natronlauge}}{NaOH} + \underset{\text{Salzsäure}}{HCl} \rightarrow \underset{\text{Natriumchlorid}}{NaCl} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{Natronlauge}}{2\,NaOH} + \underset{\text{Schwefelsäure}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{Natriumsulfat}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{Wasser}}{2\,H_2O}$$

Wir könnten noch beliebig viele Versuche anschließen und die Säuren der Tabelle 3 [165] mit den Basen der Tabelle 4 [211] zusammenbringen. So könnten wir z. B. Kalkwasser mit Salzsäure versetzen; auch in diesem Falle würde als Endprodukt ein Salz, das Kalziumchlorid, auftreten nach der Gleichung:

$$\underset{\text{Kalkwasser}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{Salzsäure}}{2\,HCl} \rightarrow \underset{\text{Kalziumchlorid}}{CaCl_2} + \underset{\text{Wasser}}{2\,H_2O}$$

Wiederum können wir aus den drei Gleichungen eine allgemein gültige Gleichung entwickeln:

	Säure +	**Base** $\xrightarrow{\text{(Neutralisation)}}$	**Salz** +	**Wasser**
Reaktion:	sauer	basisch	neutral	neutral

Dritte Methode der Salzbildung:

Säure + Base ⟶ Salz + Wasser

Das Metall der Base verbindet sich mit dem Säurerest der Säure zum Salz, der Wasserstoff der Säure mit der Hydroxylgruppe der Base zum Wasser.

Daß diese Umsetzung immer möglich ist, erkennt man schon aus dem Aufbau von Base und Säure. Die Base liefert für das Salz immer das Metall, die Säure hingegen den Säurerest. Der Wasserstoff der Säuren und die Hydroxylgruppen der Basen treten stets zu Wasser zusammen.

Wie bei den beiden ersten Methoden der Salzbildung wird auch hier der Wasserstoff der Säure durch Metall ersetzt. Beide tauschen ihre Plätze aus. Daher spricht man auch bei chemischen Vorgängen allgemein von „chemischen Umsetzungen".

[218] **Neutralisation.** Die *saure Reaktion* der Säuren ist durch den allen Säuren gemeinsamen Wasserstoff zu erklären, die *basische Reaktion* der Laugen durch die allen Laugen gemeinsame Hydroxylgruppe (OH).

Der Wasserstoff der Säuren bewirkt die saure Reaktion (Rotfärbung von Lackmus), die Hydroxylgruppe der Basen die basische Reaktion (Blaufärbung von Lackmus).

Beim Zusammentreffen von Säuren und Basen entstehen Salz und Wasser. Das Salz enthält weder Wasserstoff noch die Hydroxylgruppe, reagiert also weder sauer noch basisch (Ausnahmen von dieser Regel lernen wir später noch kennen). Das Wasser H · OH besteht sowohl aus Wasserstoff als auch aus der Hydroxylgruppe. Basische Reaktion und saure Reaktion heben sich gegenseitig auf (Versuch: Halten Sie Lackmuspapier in Wasser! Die Färbung verändert sich nicht.)

Beim Zusammentreffen von sauer reagierender Säure und basisch reagierender Base entstehen zwei neutrale Verbindungen, nämlich Salz und Wasser. Wir bezeichnen daher die dritte Methode der Salzbildung auch als Neutralisation.

Bei der dritten Methode der Salzbildung sind aus der sauer reagierenden Säure und der basisch reagierenden Lauge zwei neutrale Stoffe (Salz + Wasser) entstanden. Wir nennen daher diese Methode der Salzbildung auch *Neutralisation*.[1])

[219] **Vierte Methode der Salzbildung: Direkte Synthese.** Der Säurerest der Wasserstoffsäuren besteht nur aus einem Nichtmetall [153]. Die Salze der Wasserstoffsäuren, deren Säurerest also auch nur aus dem Nichtmetall besteht, kann man oft durch direkte Synthese, d. h. durch direkte Vereinigung des Metalles mit dem Nichtmetall erhalten. So stellten wir bereits viele Sulfide und auch einige Chloride durch direkte Synthese aus ihren Elementen her (Schwefeleisen in Versuch 22, Silbersulfid in Versuch 24, Bleisulfid in Versuch 25, Quecksilbersulfid in Versuch 99 und Zinksulfid in Versuch 100; Natriumchlorid und Eisen(3)-chlorid in Versuch 93). Wiederum erhalten wir aus den Formeln der Einzelversuche eine allgemeingültige Gleichung:

Die Salze der Wasserstoffsäuren kann man oft durch direkte Synthese aus den Elementen erhalten.
So lassen sich viele Sulfide und Chloride durch direkte Synthese herstellen.

$$\textbf{Metall} + \textbf{Nichtmetall} \xrightarrow[\text{Synthese}]{\text{Direkte}} \textbf{Salz}$$

[1]) neuter (lat.) keiner von beiden (weder basisch noch sauer)

A. Lehrgang | B. Kurzfassung

[220] **Vergleich der Säuren untereinander.** Wenn wir die Säuren miteinander vergleichen, so stellen wir fest, daß die einzelnen Reaktionen bei verschiedenen Säuren verschieden stark und mit verschiedener Geschwindigkeit ablaufen.

● Versuch 139: Die einzelnen Säuren wirken verschieden stark auf Lackmus ein. *Wir gießen in vier Prüfgläser je 5 cm³ Salzsäure, Schwefelsäure, Essigsäure und Zitronensäure von annähernd gleicher Konzentration. In jede Säure tauchen wir einen Streifen Lackmuspapier ein. Salz- und Schwefelsäure bewirken starke Rotfärbung, Essigsäure schwächere Rotfärbung und Zitronensäure schwache Rotfärbung.*

Die Lackmusreaktion der verschiedenen Säuren fällt verschieden stark aus.

● Versuch 140: Die einzelnen Säuren wirken verschieden stark auf Metalle ein. *Wir werfen Zinkkörner in verdünnte Salzsäure und verdünnte Essigsäure gleicher Konzentration ein. Die Wasserstoffentwicklung (Versuch 110) erfolgt in der Salzsäure sofort, in der Essigsäure erst nach einer halben Stunde und auch dann nur langsam.*

Die Einwirkung der verschiedenen Säuren auf das gleiche Metall fällt verschieden stark aus.

[221] **Starke und schwache Säuren.** Die chemische Allgemeinwirkung der einzelnen Säuren ist also verschieden groß. Man spricht von „starken" und „schwachen" Säuren.

Zu den *starken Säuren* zählen

Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure,

zu den *mäßig starken Säuren*

Phosphorsäure und Essigsäure,

zu den *schwachen Säuren*

Kohlensäure, Schwefelwasserstoff, Blausäure und die sog. organischen Säuren (ohne die Essigsäure; z. B. die Zitronensäure).

Wir unterscheiden
a) starke Säuren (Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure),
b) mittelstarke Säuren (Phosphorsäure, Essigsäure),
c) schwache Säuren (Kohlensäure, Schwefelwasserstoff, Blausäure, organische Säuren).

[222] **Erste Regel: Starke Säuren machen schwache Säuren aus deren Salzen frei.** In Versuch 101 im Abschnitt [141] haben wir Schwefelwasserstoff durch Übergießen von Schwefeleisen mit Salzsäure gewonnen:

Erste Regel:
Starke Säuren machen schwache Säuren aus deren Salzen frei.

$$FeS + 2\,HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

Schwefeleisen	Salzsäure	Eisen(2)chlorid	Schwefelwasserstoff
Salz der schwächeren Säure	starke Säure	Salz der stärkeren Säure	schwache Säure

So setzt die starke Salzsäure den schwachen Schwefelwasserstoff aus den Sulfiden in Freiheit.

Wasserstoff und Metall tauschen, entsprechend den Wertigkeiten, ihren Platz aus. Die starke Salzsäure macht aus dem Sulfid, dem Salz der schwachen Schwefelwasserstoffsäure, die schwache Säure frei; hierbei bildet sich ein Chlorid, ein Salz der starken Säure.

Der eben aufgestellten Regel entsprechend können wir den Schwefelwasserstoff auch durch andere starke Säuren in Freiheit setzen, z. B. durch die Schwefelsäure.

● Versuch 141: Einwirkung von Schwefelsäure auf Schwefeleisen. *Übergießen Sie Schwefeleisen mit Schwefelsäure!*
Wieder bildet sich Schwefelwasserstoff nach der Gleichung:

$$FeS + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2S\uparrow$$

Schwefeleisen	Schwefelsäure	Eisen(2)-sulfat	Schwefelwasserstoff

[223] Zwei starke Rivalen prallen aufeinander. Was passiert nun aber, wenn eine starke Säure mit dem Salz einer anderen starken Säure zusammentrifft?

● Versuch 142: Einwirkung von Schwefelsäure auf Kochsalz. *Wir wiederholen den Versuch 81 aus Abschnitt* [118] *in kleinerem Maßstabe, indem wir in einer Porzellanschale auf wenig Kochsalz mäßig verdünnte Schwefelsäure gießen und die Schale auf dem Drahtnetz erwärmen. Es entweicht Salzsäuregas. Beim Eindampfen des Rückstandes bleibt ein Salz zurück. Am Geschmack stellen wir fest, daß es kein Kochsalz mehr ist. Es hat sich Natriumsulfat gebildet:*

Die starke Schwefelsäure setzt auch andere starke Säuren aus ihren Salzen in Freiheit.
So kann z. B. durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Chloride die starke Salzsäure gewonnen werden.

$$2\,NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$$

Natriumchlorid	Schwefelsäure	Natriumsulfat	Salzsäure
	starke Säure		starke Säure

Wieder haben Metall und Wasserstoff ihre Plätze ausgetauscht. Eine starke Säure hat eine andere starke Säure aus ihren Salzen in Freiheit gesetzt.

[224] Zweite Regel: Die starke Schwefelsäure treibt andere starke Säuren aus deren Salzen aus. Betrachten wir die Siedepunkte der starken Säuren, so stellen wir fest, daß die Schwefelsäure den höchsten Siedepunkt hat; viel leichter flüchtig sind die Salzsäure und die Salpetersäure:

Unter den starken Säuren treibt die Schwefelsäure die anderen starken Säuren aus ihren Salzen aus, denn sie hat von allen den höchsten Siedepunkt (338° C).

	Siedepunkt (bei 760 mm Hg)
Schwefelsäure, konzentriert	338° C
Salzsäure (10%ig)	102° C
Salpetersäure (rein)	86° C

Unter den starken Säuren treibt die Säure mit dem höheren Siedepunkt die Säure mit dem niedrigeren Siedepunkt aus ihren Salzen aus.

Die Schwefelsäure eignet sich also sehr gut zur Darstellung aller anderen Säuren aus deren Salzen; in vielen Fällen genügt hierzu auch schon die Salzsäure. In Versuch 142 macht die Schwefelsäure auch die Salzsäure aus den Chloriden frei. Hingegen können wir nach diesem Verfahren die Schwefelsäure nicht gewinnen.

In der Praxis können wir daher mit Schwefelsäure fast alle anderen Säuren aus deren Salzen gewinnen.

[225] Starke und schwache Basen. Die Allgemeinwirkung der Basen ist ebenfalls ungleich stark. Wir unterscheiden starke und schwache Basen.

Zu den *starken Basen* zählen
Kalilauge und Natronlauge,
zu den *mäßig starken Basen*
Kalkwasser und Ammoniumhydroxyd,
zu den *schwachen Basen*
Aluminiumhydroxyd und Eisen(3)hydroxyd.

Wir unterscheiden
a) starke Basen (Kalilauge und Natronlauge),
b) mäßig starke Basen (Kalkwasser und Ammoniumhydroxyd),
c) schwache Basen (Aluminiumhydroxyd und Eisen(3)hydroxyd).

[226] Dritte Regel: Starke Basen machen schwache Basen aus deren Salzen frei. Wenn Sie Aluminiumchlorid, das Salz der schwachen Aluminiumbase, mit Kalilauge versetzen, so setzt die starke Kalilauge die schwache Aluminiumbase in Freiheit:

Dritte Regel: Starke Basen machen schwache Basen aus deren Salzen frei.

$$\underset{\substack{\text{Kalilauge}\\ \text{starke Base}}}{3\,K\cdot OH} + \underset{\substack{\text{Aluminium-}\\ \text{chlorid}}}{AlCl_3} \rightarrow \underset{\substack{\text{Kalium-}\\ \text{chlorid}}}{3\,KCl} + \underset{\substack{\text{Aluminium-}\\ \text{hydroxyd}\\ \text{schwache Base}}}{Al(OH)_3}$$

[227] Vierte Regel: Die Metalle zweier Salze tauschen sich gegenseitig aus. Wenn zwei Salze aufeinandertreffen, so brauchen wir nicht erst nach der

Vierte Regel: Beim Zusammentreffen zweier Salze tauschen sich die

verschieden großen Affinität der einzelnen Reaktionsteilnehmer zu fragen. Ein Metall hat immer eine größere Affinität als das andere. Infolgedessen tauschen sich die Metalle meistens untereinander aus.

Metalle meist untereinander aus.

So sahen wir in Versuch 75 [Abschnitt 106], daß beim Zusammentreffen von Kochsalzlösung mit Silbernitratlösung ein weißer, käsiger Niederschlag entsteht:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Natrium-chlorid	Silber-nitrat	Silber-chlorid (weiß, käsig)	Natrium-nitrat

Die Metalle Natrium und Silber haben sich also gegenseitig entsprechend ihrer Wertigkeit ausgetauscht.

31. Kapitel: Stickstoff und die Salpetersäure

A. Lehrgang	B. Kurzfassung

[228] **Die Eigenschaften des Stickstoffs.** In den Abschnitten [24] und [26] lernten wir den Stickstoff als ein farbloses und geruchloses Gas kennen, das nicht brennt und auch die Verbrennung nicht unterhält. Lebewesen ersticken in ihm.

Stickstoff ist ein farb- und geruchloses Gas, das nicht brennt und die Verbrennung auch nicht unterhält. Lebewesen ersticken in ihm. Er ist der wesentlichste Bestandteil der Luft (78%) und ist etwas leichter als Luft.

Der größte Teil des Stickstoffs kommt in der Luft vor, die im wesentlichen ein Gemisch von 78% Stickstoff und 21% Sauerstoff ist. Der Rest von 1% besteht aus den gasförmigen Elementen Helium, Neon, Argon, Krypton und Xenon, die man auch als *Edelgase* bezeichnet.

Stickstoff ist etwas leichter als Luft; ein Liter Stickstoff wiegt unter Normalbedingungen 1,25 g (1 l Luft 1,29 g).

Stickstoff ist ein Element mit der Abkürzung N[1]). Er tritt als drei- und fünfwertiges Nichtmetall auf: N^{III}, N^{V}. Bei normaler Temperatur ist seine Affinität zu anderen Elementen auffallend gering. Glänzende Ver-

Stickstoff ist ein Nichtmetall, das drei- und fünfwertig auftritt: N^{III}, N^{V}. Seine Affinität zu anderen Elementen ist bei nor

[1]) Lateinischer Name Nitrogenium bedeutet „Salpeterbildner", abgeleitet von nitrum (lat.) = Salpeter und gennān (griech.) = erzeugen

suche wie mit dem Sauerstoff lassen sich daher mit ihm nicht durchführen.

Der Stickstoff wird durch fraktionierte Destillation verflüssigter Luft gewonnen [57].

maler Temperatur sehr gering. Gewinnung des Stickstoffes durch fraktionierte Destillation verflüssigter Luft.

[229] **Darstellung der Salpetersäure aus Salpeter.** Zur Darstellung der Salpetersäure wählen wir ihr Salz, den Salpeter, und lassen darauf die starke und schwer flüchtige Schwefelsäure einwirken [224].

Darstellung der Salpetersäure durch Einwirkung von konz. Schwefelsäure auf Salpeter:
$H_2SO_4 + 2\ KNO_3 \rightarrow K_2SO_4 + 2\ HNO_3$

● Versuch 143: *In eine Retorte füllen wir etwa 40g Kalisalpeter oder Natronsalpeter und gießen durch die Einfüllöffnung etwa 25 cm³ konzentrierte Schwefelsäure darauf. Dann spannen wir die Retorte in ein Stativ. Ihr Halsteil ragt in einen Kolben hinein, der in einer Schale mit kaltem Wasser ruht. (Abb. 67). Erwärmen wir die*

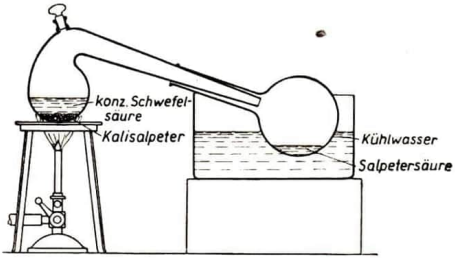


Abb. 67. Darstellung von Salpetersäure aus Salpeter
Versuchanordnung für Versuch 143

Retorte über dem Drahtnetz, so entwickeln sich rotbraune Dämpfe, die sich in der Vorlage zu einer Flüssigkeit, der Salpetersäure, verdichten. Zweckmäßig ist es, den Kolben zur Kühlung von Zeit zu Zeit zu drehen und auch das Kühlwasser in der Schale zu erneuern.

Die Gleichung für die Darstellung lautet:

H_2SO_4	+	$2\ KNO_3$	→	K_2SO_4	+	$2\ HNO_3$
Schwefelsäure konz.		Kaliumnitrat = Salpeter		Kaliumsulfat		Salpetersäure

[230] **Untersuchung der entstandenen Salpetersäure.** Wir wollen jetzt nachweisen, daß die entstandene Flüssigkeit eine Säure ist.

● Versuch 144: Salpetersäure und Lackmuspapier. *Wir halten einen Streifen Lackmuspapier in das entstandene Destillat. Das Lackmuspapier färbt sich nicht rot, wie wir erwartet haben, sondern gelb. Wie ist das zu erklären?*

Salpetersäure färbt als Säure den Lackmusfarbstoff rot. Starke Salpetersäure hingegen führt zu gelber Verfärbung.

Zur Kontrolle führen wir einen weiteren Versuch durch:

● Versuch 145: Verdünnte Salpetersäure und Lackmuspapier. *Wir bringen einen Tropfen Salpetersäure in ein Glas mit Wasser und rühren um. Jetzt wird das Lackmuspapier rot gefärbt. Damit ist der Säurecharakter der Flüssigkeit erwiesen. Zur Erklärung der Gelbfärbung in Versuch 144 müssen wir die Eigenschaften der Salpetersäure untersuchen.*

[231] **Die Eigenschaften der Salpetersäure.** Die *Salpetersäure* hat die Formel HNO_3; ihre Salze heißen die *Nitrate*. Reine Salpetersäure riecht stechend; sie ist farblos wie die reine Salzsäure und die reine Schwefelsäure. Beim Versuch 143 bildete sich während der Destillation ein *rotbraunes Gas*, das den Namen *Stickstoffdioxyd* führt und die Formel NO_2 hat. Dieses löst sich in der Salpetersäure auf und färbt sie schwach gelb bis rotbraun. Eine solche Lösung von Stickstoffdioxyd in Salpetersäure bezeichnet man als *rote rauchende Salpetersäure*.

Die Salpetersäure HNO_3 bildet als Salze die Nitrate.
Salpetersäure ist farblos und riecht stechend.
Rote rauchende Salpetersäure ist eine Lösung des rotbraunen Stickstoffdioxyds NO_2 in Salpetersäure.

Die Salpetersäure siedet bei 86° unter teilweiser Zersetzung. Diese wird schon bei normaler Temperatur in geringem Umfange eingeleitet, wenn Licht auf die Säure einwirkt. Bei 260° ist die Zersetzung vollständig nach der Gleichung:

$$\underset{\text{Salpetersäure}}{2\,HNO_3} \xrightarrow{260^\circ} \underset{\substack{\text{Stickstoffdioxyd}\\ \text{(rotbraun)}}}{2\,NO_2\uparrow} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O\uparrow} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O}$$

Bei Lichteinwirkung bahnt sich bereits bei normaler Temperatur ein Zerfall der Salpetersäure an. Dieser wird mit zunehmender Temperatur stärker. Bei 260° ist der Zerfall vollkommen:
$2\,HNO_3 \rightarrow H_2O + 2\,NO_2\uparrow + O\uparrow$.

Das gebildete rotbraune Stickstoffdioxyd gibt der Säure eine stärkere oder schwächere Färbung.

[232] **Die Salpetersäure als Oxydationsmittel.** Beim Zerfall der Salpetersäure wird Sauerstoff in Freiheit gesetzt, der die Salpetersäure zu einem starken Oxydationsmittel macht. Sie stellt das kräftigste Oxydationsmittel der chemischen Großindustrie dar.

Der beim Zerfall entstehende Sauerstoff macht die Salpetersäure zum stärksten Oxydationsmittel der chemischen Großindustrie.

Beim Prüfen der konzentrierten Säure mit Lackmuspapier (Versuch 144) wurde der Lackmusfarbstoff oxy-

diert, d. h. in ein farbloses Oxyd verwandelt. Die Gelbfärbung des Streifens trat erst sekundär durch eine gesonderte Reaktion ein. Im Kontrollversuch 145 blieb der Lackmusfarbstoff erhalten.

Der entstehende Sauerstoff bleicht Farbstoffe durch Bildung farbloser Oxyde.

Also nimmt der Zerfallsgrad und damit die oxydierende Wirkung der Salpetersäure mit zunehmender Verdünnung ab.

Der Zerfall der Salpetersäure nimmt mit zunehmender Verdünnung ab.

● Versuch 146: Salpetersäure und glimmender Holzspan. *Die beim Versuch 143 hergestellte Salpetersäure erwärmen wir gelinde auf dem Drahtnetz und tauchen einen glimmenden Holzspan hinein. Der Span flammt hell auf, während dicke Wolken rotbrauner Dämpfe entstehen.*

Der Zerfall der Säure wird also durch Wärme beschleunigt, wodurch die oxydierende Kraft der Säure zunimmt.

[233] **Salpetersäure zerstört organische Stoffe.** Organische Stoffe werden durch Salpetersäure unter Gelbfärbung zerstört.

Salpetersäure zerstört organische Stoffe unter Gelbfärbung.
Die Gelbfärbung organischer Stoffe ist das bequemste Erkennungsmittel der Säure.

● Versuch 147: *Wir bringen einen Tropfen unserer dargestellten Salpetersäure auf einen Fingernagel oder auf die Haut und spülen nach dem Versuch gut mit Wasser ab. Horn und Haut als organische Stoffe werden durch die Salpetersäure intensiv gelb gefärbt. Beim anschließenden Waschen der veränderten Stellen verschwindet die Gelbfärbung nicht wieder.*

● Versuch 148: *Nunmehr halten wir einen Holzstab und eine weiße Feder in die Salpetersäure. Beide werden ebenfalls gelb gefärbt.*

Die Gelbfärbung organischer Stoffe ist ein Erkennungsmittel der Salpetersäure.

Wir können jetzt auch verstehen, warum der Lackmusstreifen in Versuch 144 sich gelb färbte, denn Papier ist ein organischer Stoff. Auch die Versuchsanordnung 143 (Abb. 67) wird uns jetzt verständlich: Retorte und Vorlage wurden ohne Verwendung von Gummischlauch und Stopfen ineinandergeschoben. Denn Schlauch und Stopfen als organische Stoffe werden durch Salpetersäure zerstört.

Daher auch folgende *Warnung:*

Vorsicht beim Arbeiten mit konzentrierter Salpetersäure! Sie erzeugt schmerzhafte Hautwunden!

[234] **Die Säure mit dem doppelten Gesicht.** Salpetersäure ist chemisch charakterisiert durch ihre oxydierenden Eigenschaften und durch ihre sauren Eigenschaften. Diese zweiseitige chemische Wirksamkeit unterscheidet sie wesentlich von den bisher behandelten Säuren des Chlors und des Schwefels.

Salpetersäure ist chemisch charakterisiert durch ihre oxydierende und saure Wirkung. Die konzentrierte Säure zeigt mehr oxydierende Eigenschaften, die verdünnte Säure mehr saure Wirkung.

In der konzentrierten Säure zeigen sich vor allem die oxydierenden Eigenschaften (Versuch 144), in der verdünnten Säure die sauren Eigenschaften (Versuch 145).

32. Kapitel: Die Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle – Die Nitrate

A. Lehrgang | B. Kurzfassung

[235] **Konzentrierte Salpetersäure wirkt auf Metalle ein.** Auch bei der Einwirkung auf Metalle entfaltet die konzentrierte Salpetersäure ihre Oxydationswirkung.

● Versuch 149: Die oxydierende Wirkung der konzentrierten Säure. *Wir übergießen in einem Reagenzglas ein Stückchen Zink mit konzentrierter Salpetersäure. Es entwickeln sich rotbraune Dämpfe, während das Metall sich allmählich auflöst. (Siehe [237]!)*

Konzentrierte Salpetersäure oxydiert Zink zu Zinkoxyd unter gleichzeitiger Bildung von Stickstoffdioxyd:
$Zn + 2\,HNO_3 \rightarrow ZnO + H_2O + 2\,NO_2\uparrow$.

Die Salpetersäure als Oxydationsmittel oxydiert das Zink zu Zinkoxyd, wobei gleichzeitig rotbraune Dämpfe von Stickstoffdioxyd entstehen:

$$\underset{\text{Zink}}{Zn} + \underset{\text{Salpetersäure (konzentriert)}}{2\,HNO_3} \rightarrow \underset{\text{Zinkoxyd}}{ZnO} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} + \underset{\text{Stickstoffdioxyd (rotbraun)}}{2\,NO_2\uparrow}$$

Weitere Salpetersäuremoleküle führen das eben gebildete Zinkoxyd in das wasserlösliche Zinknitrat über:

$$\underset{\text{Zinkoxyd}}{ZnO} + \underset{\text{Salpetersäure (konzentriert)}}{2\,HNO_3} \rightarrow \underset{\text{Zinknitrat (weiß)}}{Zn(NO_3)_2} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O}$$

Die Salpetersäure führt das eben gebildete Zinkoxyd in Zinknitrat über, das in Wasser löslich ist:
$ZnO + 2\,HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$.

● Versuch 150: Einwirkung auf Kupfer und Silber. *Wir führen den gleichen Versuch mit Kupfer und mit Silber durch.*

Auch Kupfer und Silber werden zunächst von der Salpetersäure oxydiert und die Oxyde nachträglich in die wasserlöslichen Nitrate übergeführt.

Es entwickeln sich rotbraune Dämpfe, während die Metalle in ihre Oxyde übergeführt werden und diese von weiteren Salpetersäuremolekülen in Nitrate verwandelt werden, die wasserlöslich sind.

In dem einen Falle entsteht das blaue Kupfernitrat $Cu(NO_3)_2$, im anderen das weiße Silbernitrat $AgNO_3$.

[236] Verdünnte Salpetersäure wirkt auf Metalle ein. Im Gegensatz zur konzentrierten Säure entwickelt die verdünnte Salpetersäure bei Einwirkung auf Metalle Wasserstoffgas.

● Versuch 151: Einwirkung von verdünnter Säure auf Zink. *Bringen wir Zink in sehr stark verdünnte Salpetersäure, so erfolgt wie bei der Salz- und Schwefelsäure eine normale Salzbildung und Wasserstoffentwicklung (siehe [159] und [161]):*

Verdünnte Salpetersäure reagiert mit Zink unter Bildung von Zinknitrat und unter Wasserstoffentwicklung:

$$Zn + 2\,HNO_3aq \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2\uparrow.$$

$$\underset{\text{Zink}}{Zn} + \underset{\substack{\text{Salpetersäure}\\ \text{(stark verdünnt)}}}{2\,HNO_3aq^{1)}} \rightarrow \underset{\text{Zinknitrat}}{Zn(NO_3)_2} + \underset{\text{Wasserstoff}}{H_2\uparrow}$$

● Versuch 152: Einwirkung von verdünnter Säure auf Kupfer und Silber. *Führen wir den gleichen Versuch mit Kupfer und Silber durch, so erhalten wir ein anderes Versuchsergebnis.*

Kupfer und Silber entwickeln auch mit verdünnter Salpetersäure keinen Wasserstoff.

Kupfer und Silber geben auch mit verdünnter Salpetersäure keine Wasserstoffentwicklung (NO_2-Bildung). Sie sind in ihrer chemischen Wirksamkeit demnach schwächer als Zink.

[237] Stickstoffdioxyd ist ein Gift. Das rotbraune Stickstoffdioxyd gehört zu den starken Giften.

Stickstoffdioxyd ist ein rotbraunes Gas von stickendem Geruch. Es ist ein starkes Herzgift.

● Versuch 153: Geruch des Stickstoffdioxyds. *Riechen Sie bei Ausführung der Versuche 149 oder 150 sehr vorsichtig an einem Prüfglas, in dem sich rotbraune Dämpfe gebildet haben! Die Dämpfe haben einen stickenden Geruch.*

Aber bitte große *Vorsicht beim Riechen!* Führen Sie die Versuche nur bei geöffnetem Fenster oder im Freien

[1]) aq = Abkürzung für das lateinische Wort „aqua" = Wasser. „aq" bedeutet „in wässeriger Lösung" oder „verdünnt"

durch! Das rotbraune *Stickstoffdioxyd ist ein heimtückisch wirkendes Herzgift*; es lähmt den Herzmuskel. Beim Einatmen zeigen sich zunächst keine Vergiftungserscheinungen; erst längere Zeit nach dem Einatmen tritt die Lähmung ein, und der Herzschlag setzt aus.

[238] **Nachweis der Salpetersäure.** Drei Merkmale bzw. Reaktionen können uns zum Nachweis der Salpetersäure dienen:

a) Häufig erkennen wir die (konzentrierte) Salpetersäure schon äußerlich an der gelben bis rotbraunen Färbung, die sie bei beginnendem Zerfall annimmt. Über der Flüssigkeit sammelt sich rotbraunes Stickstoffdioxydgas an.

b) Salpetersäure färbt organische Verbindungen intensiv gelb, wie wir bei den Versuchen 147 und 148 sahen.

c) Bei Einwirkung auf Kupfer bildet die Salpetersäure beim Erhitzen dicke Wolken von rotbraunem Stickstoffdioxyd (Versuch 150).

Wenn das Merkmal a) nicht zutrifft, können wir also jederzeit die Salpetersäure mit Sicherheit nachweisen, wenn wir sie mit einem Stückchen Kupfer erhitzen oder wenn wir sie auf organische Stoffe einwirken lassen.

Nachweise für Salpetersäure:

a) Konzentrierte Säure färbt sich bei beginnendem Zerfall gelb bis rotbraun; über der Säure sammeln sich rotbraune Dämpfe an.

b) Organische Stoffe werden durch Salpetersäure intensiv gelb gefärbt.

c) Beim Erhitzen von Salpetersäure mit Kupfer bildet sich rotbraunes Stickstoffdioxyd NO_2.

[239] **Die Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle [Zusammenfassung].** Salpetersäure löst alle Metalle mit Ausnahme von Gold und Platin und führt sie in Nitrate über. Sämtliche Nitrate sind wasserlöslich. Bei der Einwirkung der Salpetersäure auf Metalle entsteht (meist) kein Wasserstoffgas. Die Salpetersäure oxydiert vielmehr die Metalle zu Metalloxyden, wobei sich rotbraune Dämpfe von Stickstoffdioxyd bilden. Weitere Salpetersäuremoleküle führen die gebildeten Metalloxyde in die wasserlöslichen Nitrate über.

Salpetersäure löst alle Metalle mit Ausnahme von Gold und Platin. Hierbei entsteht kein Wasserstoff. Das Metall wird in Metalloxyd übergeführt und dieses in Nitrat verwandelt. Rotbraunes Stickstoffdioxyd wird frei.

Da die Salpetersäure zwar Silber auflöst (Versuch 150), aber Gold nicht angreift, wird sie von den Goldschmieden als „*Scheidewasser*" zum Trennen von Gold und Silber benutzt.

Als „Scheidewasser" dient Salpetersäure zur Trennung von Silber (löslich) und Gold (unlöslich).

[240] **Königswasser.** Aber auch der „König der Metalle", das Gold, und ferner das Platin können durch Säurewirkung gelöst werden. Wir verwenden hierzu

Königswasser ist ein Gemisch von einem Raumteil konzentrierter Salpe-

das *Königswasser*. Dies ist ein Gemisch von einem Raumteil konzentrierter Salpetersäure und drei Raumteilen konzentrierter Salzsäure. Durch die oxydierende Wirkung der Salpetersäure wird aus der Salzsäure Chlor in Freiheit gesetzt, das die Metalle in lösliche Chloride überführt.

tersäure und drei Raumteilen konzentrierter Salzsäure.
Königswasser
löst Gold und Platin, indem es diese Metalle in die löslichen Chloride überführt.

● Versuch 154: Herstellung von Königswasser. *Im Prüfglas erwärmen wir ein Gemisch von 3 cm³ konzentrierter Salzsäure und 1 cm³ konzentrierter Salpetersäure und riechen sehr vorsichtig an der Mündung des Glases. Es hat sich Chlorgas gebildet.*

[241] **Verwendung der Salpetersäure zum Beizen und Ätzen von Metallen.** Salpetersäure dient zur Glanzbeize von Kupfer und Messing.

Salpetersäure dient zur Glanzbeize von Kupfer und Messing.

● Versuch 155: *Werfen Sie eine alte, unansehnliche Kupfermünze in konzentrierte Salpetersäure! Es bilden sich rotbraune Dämpfe. Nach kurzer Zeit gießen Sie die Säure ab, spülen die Münze sorgfältig mit Wasser ab und reiben sie mit einem Lappen trocken. Sie funkelt jetzt im schönsten Metallglanz.*

Die lösende Wirkung der Salpetersäure auf Kupfer verwenden wir zur Herstellung von Druckplatten. Die Kupferplatten werden mit einem säurebeständigen Firnis überzogen. Mit einer Nadel wird dann die Zeichnung in die Firnishaut „hineinradiert" und anschließend die Platte in einem Salpetersäurebad geätzt. Die freigelegten Metallteile werden gelöst, vertiefen sich und füllen sich nach dem Entfernen des Firnisses beim Einfärben der Platte mit Druckfarbe. Nach dem Einfärben werden die erhabenen Stellen blankgewischt. Die in den Vertiefungen sitzende Farbe überträgt sich auf das Papier, auf dem die „Radierung" entsteht (Tiefdruck).

Zur Herstellung der Radierungen werden Kupferplatten mit einem Ätzgrund überzogen (Firnis) und in diesen die Zeichnungen „einradiert". Die hierbei freigelegten Metallteile werden durch Salpetersäure geätzt und vertieft. Beim Drucken füllen sie sich mit Farbe und übertragen diese auf das Papier.

● Versuch 156: *Überziehen Sie eine kleine Kupferplatte mit einer Wachsschicht! Kratzen Sie mit einer Nadel eine Zeichnung in diesen Ätzgrund, und lassen Sie dann konzentrierte Salpetersäure auf die Platte einwirken! Nach dem Entfernen der Wachsschicht durch Erhitzen oder durch die lösende Wirkung des Terpentinöls sehen Sie die Zeichnung in die Kupferplatte eingeätzt.*

[242] **Die Salze der Salpetersäure.** Die Salze der Salpetersäure heißen Nitrate. Sie alle enthalten als Radikal den einwertigen Säurerest $(NO_3)^I$. (Siehe [151] und [152]!) Alle Nitrate sind wasserlöslich [239]. In der Natur finden wir hauptsächlich Kalisalpeter und Natronsalpeter.

Die Salze der Salpetersäure heißen Nitrate. Sie enthalten den Säurerest $(NO_3)^I$ und sind alle wasserlöslich.

[243] **Natronsalpeter.** Der Natronsalpeter $NaNO_3$ oder *Chilesalpeter* kommt in natürlichen Lagern im Bereiche der Atacamawüste in Chile vor (Abb. 68). Durch starken Abbau, besonders im vorigen Jahrhundert, gehen die Lager ihrer Erschöpfung entgegen.

Natronsalpeter = Chilesalpeter $NaNO_3$ findet sich in natürlichen Lagern in der Atacamawüste Chiles.

Im Gegensatz zum Kalisalpeter ist der Natronsalpeter hygroskopisch [182]; er zieht Wasserdampf aus der Luft an und ist daher gewöhnlich etwas feucht.

$NaNO_3$ ist hygroskopisch.

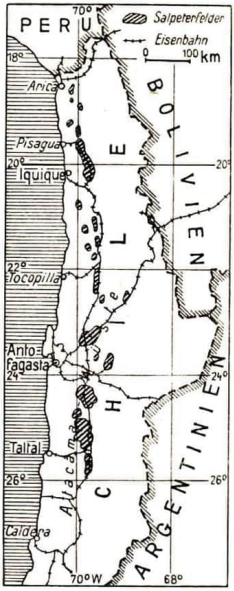


Abb. 68. Die Salpeterlager Chiles

Der Chilesalpeter dient als Stickstoffdüngemittel in der Landwirtschaft und zur Herstellung von Salpetersäure (Versuch 143).

Chilesalpeter dient als Stickstoffdüngemittel und zur Herstellung der Salpetersäure.

● Versuch 157: Voranalyse des Natronsalpeters. *Wir halten etwas Natronsalpeter in die farblose Bunsenflamme. Lebhafte Gelbfärbung der Flamme zeigt, daß es sich um eine Natriumverbindung handelt [199].*

[244] **Kalisalpeter.** Der Kalisalpeter KNO_3 heißt auch *Indischer Salpeter*. Er kommt als Bodenausblühung in Wüstengegenden Vorderindiens, Ägyptens und Algiers vor.

Kalisalpeter = Indischer Salpeter KNO_3 kommt in Wüstengegenden Vorderindiens, Ägyptens und Algiers vor. Er ist nicht

Der Kalisalpeter ist nicht hygroskopisch. Er dient zur Herstellung von Salpetersäure und ist ein wertvolles Stickstoff- und Kalidüngemittel für die Landwirtschaft.

hygroskopisch und stellt ein wertvolles Stickstoff- und Kalidüngemittel dar.

● Versuch 158: Flammenprobe. *Bringen Sie etwas Kalisalpeter in die farblose Bunsenflamme! Die Violettfärbung der Flamme zeigt die Anwesenheit von Kalium an [203].*

[245] Die Nitrate als Oxydationsmittel. Die Nitrate sind sauerstoffreiche Verbindungen, die beim Erhitzen leicht Sauerstoff abgeben. Sie gehören also zu den Oxydationsmitteln, die durch Sauerstoffabgabe andere Stoffe oxydieren.

Die Nitrate sind Oxydationsmittel. Es sind sauerstoffreiche Verbindungen, die beim Erhitzen ein Drittel ihres Sauerstoffgehaltes abgeben und in die Nitrite übergehen. Nitrite sind die Salze der salpetrigen Säure HNO_2.

Wiederholen Sie die Versuche 47, 48 und 49 mit Kalisalpeter! Holz, Holzkohle und Schwefel werden unter heftigen Verbrennungserscheinungen oxydiert, wobei heiße Stichflammen sich bilden.

Bei diesen prächtigen Verbrennungserscheinungen spalten die Nitrate $^1/_3$ ihres Sauerstoffgehaltes ab und gehen in die sauerstoffärmeren *Nitrite* über; dies sind *die Salze der salpetrigen Säure* HNO_2 [165].

$$\underset{\substack{\text{Kaliumnitrat}\\ \text{Salz der}\\ \text{Salpetersäure}}}{KNO_3} \xrightarrow{\text{erhitzen}} \underset{\substack{\text{Kaliumnitrit}\\ \text{Salz der}\\ \text{salpetrigen}\\ \text{Säure}}}{KNO_2} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O\uparrow}$$

[246] Norgesalpeter. Kalziumsalpeter $Ca(NO_3)_2$ heißt auch Norgesalpeter[1]), Kalksalpeter oder Mauersalpeter. Er bildet weiße Ausblühungen an Stallwänden, Abortanlagen und Gartenmauern. Die Zersetzungsprodukte der Jauche und des Urins setzen sich mit dem Mörtel des Mauerwerkes zu Kalksalpeter um. Dieser ist stark hygroskopisch und zerstört als *„Mauerfraß"* Mörtel, Steine und Balkenwerk. Die Mauern zerfallen.

Kalziumsalpeter $Ca(NO_3)_2$ ist als Norgesalpeter, Kalksalpeter oder Mauersalpeter bekannt. Er bildet sich aus Zersetzungsprodukten organischer Stoffe und dem Mörtel, ist stark hygroskopisch und zerstört als „Mauerfraß" Mauerwerk und Balken.

[247] Ammonsalpeter. Ammonsalpeter oder *Ammoniumnitrat* NH_4NO_3 ist ein wichtiges Stickstoffdüngemittel.

Ammoniumnitrat NH_4NO_3 ist wichtiger Stickstoffdünger.

---

[1]) Zuerst in Norwegen als Düngemittel hergestellt

[248] Höllenstein. Silbernitrat $AgNO_3$ wird gewöhnlich Höllenstein genannt. Mit dem Höllensteinstift ätzt der Arzt Wunden, um die Bildung von wildem Fleisch zu verhindern. Silbernitrat ist der Ausgangsstoff für die Herstellung der photographisch verwendeten Silbersalze.

Silbernitrat $AgNO_3$ (= Höllenstein) wird medizinisch als Hautätzmittel verwendet und dient als Ausgangsstoff zur Herstellung der lichtempfindlichen Silbersalze in der Photographie.

[249] Silbernitrat ist Reagens auf Chloride. In Versuch 75 lernten wir Silbernitrat als Reagens auf Chlorverbindungen kennen.

Silbernitrat ist Reagens auf Chloride, mit denen es eine weiße, käsige Fällung von Silberchlorid liefert.

● Versuch 159: *In vier Reagenzgläser gießen wir etwas Salzsäure und Lösungen von Kochsalz, Kaliumchlorid und Natriumsulfat in destilliertem Wasser. Geben wir nun in jedes Reagenzglas einige Tropfen Silbernitratlösung, so scheidet sich in den ersten drei Gläsern ein weißer, käsiger Stoff ab, während in der Sulfatlösung keine Veränderung wahrzunehmen ist.*

Einen Stoff, der sich beim Zusammengießen mehrerer Lösungen in fester Form ausscheidet, bezeichnet man allgemein als *Niederschlag*. In den Gleichungen erhält er als Zeichen einen nach unten gerichteten Pfeil hinter der Formel. Im Versuch 159 hat sich aus dem Silber des Silbernitrats und aus dem Chlor der Chlorverbindungen das in Wasser unlösliche Silberchlorid gebildet. Die Gleichungen lauten:

Stoffe, die sich beim Zusammengießen von Lösungen in fester Form ausscheiden, bezeichnet man als Niederschläge. In der Gleichung werden sie durch einen nach unten gerichteten Pfeil hinter der Formel markiert.

HCl	+	$AgNO_3$	→	$AgCl\downarrow$	+	HNO_3
Salzsäure		Silbernitrat (wasserlöslich)		Silberchlorid (wasserunlöslich)		Salpetersäure
$NaCl$	+	$AgNO_3$	→	$AgCl\downarrow$	+	$NaNO_3$
Natriumchlorid		Silbernitrat		Silberchlorid		Natriumnitrat
KCl	+	$AgNO_3$	→	$AgCl\downarrow$	+	KNO_3
Kaliumchlorid		Silbernitrat		Silberchlorid		Kaliumnitrat

Da Silbernitrat mit allen löslichen Chloriden den charakteristischen Silberchloridniederschlag bildet, mit anderen Salzen (wie z. B. mit dem Natriumsulfat) hingegen diesen Niederschlag nicht erzeugt, benutzt man es als Erkennungsmittel für Chloride. Man nennt einen solchen Stoff in der Chemie ein *Reagens*[1]) und sagt: *Silbernitrat ist Reagens auf Chloride.*

Silbernitrat ist Reagens auf Chloride, d.h. es bildet mit allen löslichen Chloriden einen charakteristischen Niederschlag; mit anderen Salzen bildet es diesen Niederschlag nicht.

[1]) reagens (lat.) = das Einwirkende

A. Lehrgang | B. Kurzfassung

[250] **Geruch des Ammoniaks.** Die Geruchsprüfung des Chemikers ist manchmal nicht ungefährlich.

Ammoniak ist ein farbloses Gas von stechendem Geruch.

● Versuch 160: *Wir erwärmen einige Kubikzentimeter Salmiakgeist in einem Reagenzglas. Das entweichende Gas prüfen wir auf seinen Geruch.*

Vorsicht bei der Geruchsprobe! Das Einatmen von konzentriertem Ammoniak ist gefährlich!

Dieses farblose Gas ist *Ammoniak*. Es hat einen stechenden Geruch.

Bei der Geruchsprobe müssen wir sehr vorsichtig sein. Wenn wir zuviel von dem Gase einatmen, so fährt es uns derart stechend in Nase und Augen, daß die Tränen in Strömen fließen.

Der Chemiker riecht daher niemals unmittelbar an einer Flasche oder an einem Glase während des Versuches. Er fächelt sich vielmehr einen leichten Lufthauch aus dem Gefäße zu, indem er die schaufelartig gewölbte Hand an der Gefäßmündung vorbei leicht auf sich zu bewegt und vom Gefäß selbst großen Abstand hält (Abb. 69). Ist dann nichts zu riechen, so kann man sich der Flasche etwas nähern.

Chemiker riechen daher nicht an Flaschen und Gefäßen. Sie fächeln sich die Luft aus größerer Entfernung zu.

Abb. 69
Geruchsprüfung des Chemikers

Diese kleine Vorsichtsmaßregel bewahrt uns vor Unfällen und Unannehmlichkeiten. Wer einmal unvorsichtig in eine Flasche mit konzentriertem Salmiakgeist hineingerochen hat, wird diese Arbeitsregel nie mehr außer acht lassen, denn er ist durch Schaden klug geworden.

[251] **Prüfung des Ammoniaks mit Lackmus.** Zur weiteren Untersuchung des Ammoniakgases prüfen wir die Reaktion mit dem Lackmusfarbstoff.

● Versuch 161: *Wir wiederholen Versuch 160, feuchten rotes Lackmuspapier an und halten es über die Mündung des Reagenzglases. Sofort läuft das Lackmuspapier blau an.*

Ammoniakgas färbt feuchtes rotes Lackmuspapier blau.

Vollkommen trockenes Gas kann trockenes Lackmuspapier nicht färben. Erst bei Gegenwart von Wasser tritt die Blaufärbung ein. Also bildet das Ammoniakgas mit Wasser eine Lauge.

Ammoniakgas bildet mit Wasser eine Lauge.

● Versuch 162: Säuren- und Basenwirkung. *Ein Stück angefeuchtetes rotes Lackmuspapier halten wir über eine geöffnete Salmiakgeistflasche: das Papier läuft blau an. Nun schließen wir die Flasche, öffnen eine Salzsäureflasche und halten das blaugewordene Lackmuspapier über den Flaschenhals; die Salzsäuredämpfe färben es leuchtend rot.*

Die Wirkung der Säuren ist der Wirkung der Basen entgegengesetzt. Lackmus ist Gruppenreagens auf Säuren und Basen. Säuren färben den Lackmusfarbstoff rot, Basen färben den Lackmusfarbstoff blau.

Dieses Farbenspiel können wir beliebig oft wiederholen. Wir wissen jetzt auch, wie wir uns selbst aus blauem Lackmuspapier rotes herstellen können und umgekehrt.

Die Wirkung der Säuren ist der Wirkung der Basen entgegengesetzt. Säuren färben blaues Lackmuspapier rot, Basen färben rotes Lackmuspapier blau. Lackmus ist Gruppenreagens auf Säuren und Basen.

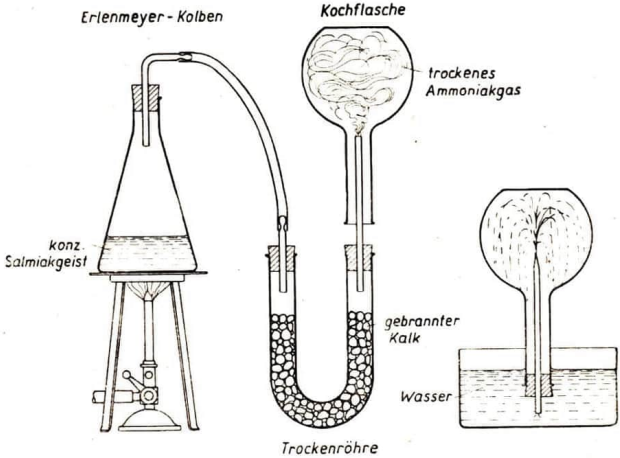


Abb. 70. Ammoniakspringbrunnen
Versuchsanordnung für Versuch 163

[252] Die Löslichkeit des Ammoniaks in Wasser. Die Löslichkeit des Ammoniakgases in Wasser ist noch wesentlich größer als die des Salzsäuregases [120]. Hiervon können wir uns wieder durch den Springbrunnenversuch überzeugen.

Die Löslichkeit des Ammoniakgases in Wasser ist sehr groß.

● Versuch 163: Ammoniakspringbrunnen. *In einem Erlenmeyerkolben erhitzen wir konzentrierten Salmiakgeist und leiten das entweichende Ammoniakgas zum Trocknen durch einen Trockenturm oder eine Trockenröhre [183], die mit Stücken gebrannten Kalkes gefüllt sind (Abb. 70). Nach dem Trocknen leiten wir das Gas von unten her in eine möglichst große Kochflasche, die wir nach der Füllung sofort mit einem Gummistopfen verschließen, durch dessen Bohrung ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr gesteckt ist. Nun halten wir die Kochflasche umgekehrt in Wasser, das wir mit Lackmustinktur rot gefärbt haben. Bewegen wir die Flasche mehrmals auf und nieder, so stürzt das Wasser springbrunnenartig in sie empor, wobei die rote Farbe in Blau umschlägt.*

In einem Liter Wasser lösen sich bei 0° 1148 l Ammoniakgas. Mit zunehmender Temperatur wird die Löslichkeit geringer. Bei 100° wird das Ammoniakgas völlig ausgetrieben.

Ein Liter Wasser nimmt bei 0° 1148 Liter Ammoniakgas auf.

Genauere Untersuchungen ergaben, daß das Ammoniakgas in Wirklichkeit beim Zusammentreffen mit Wasser eine chemische Verbindung bildet, die sich in dem übrigen Wasser löst und beim Erwärmen der Lösung wieder in ihre Bestandteile zerfällt [254].

[253] „Salmiakgeist". Unter Salmiak„geist" würden wir zunächst ein Gas vermuten. Denn das lateinische Wort „spiritus" und das griechische Wort „pneuma", die soviel wie „Geist, Hauch, Seele" bedeuten, werden ebenso wie das deutsche Wort „Geist" in übertragenem Sinne für „Gas" verwendet (pneumatische Wanne zum Auffangen von Gasen [s. Abb. 37 und 38] – Brennspiritus – Weingeist). Mit der handelsüblichen Bezeichnung „Salmiakgeist" wird aber eine Flüssigkeit benannt, in der Ammoniakgas enthalten ist.

Salmiak„geist" ist nicht ein Gas, sondern eine Flüssigkeit, die Ammoniakgas enthält.

Wie die Salzsäure nicht durch Verbindung eines Nichtmetalloxyds mit Wasser entsteht, sondern durch Auflösung des Chlorwasserstoffgases in Wasser, so entsteht auch der Salmiakgeist nicht durch Verbindung eines

Leichtmetalloxydes mit Wasser (wie Kali- und Natronlauge und Kalkwasser), sondern durch Auflösen und Verbinden des Ammoniakgases mit Wasser.

[254] Stickstoff wechselt die Wertigkeit und bildet Additionsverbindungen. Das Ammoniakgas NH_3 bildet beim Zusammentreffen mit Wasser $H \cdot OH$ *die Additionsverbindung Ammoniumhydroxyd* NH_4OH. Das Ammoniumhydroxyd ist die Lauge, die wir in Versuch 161 durch Blaufärbung von Lackmuspapier nachgewiesen haben. Beim Erwärmen zerfällt die Lauge wieder in Ammoniakgas und Wasser:

Beim Zusammentreffen mit Wasser geht das Ammoniakgas mit diesem eine chemische Bindung ein:

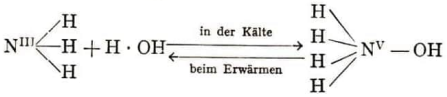
$NH_3 + H \cdot OH \rightarrow NH_4 \cdot OH$

Beim Erwärmen des entstandenen Ammoniumhydroxydes zerfällt dieses wieder in Ammoniak und Wasser:

$NH_4 \cdot OH \rightarrow NH_3\uparrow + H \cdot OH$

$$\underset{\text{Ammoniakgas}}{NH_3} + \underset{\text{Wasser}}{H \cdot OH} \rightleftarrows \underset{\text{Ammonium-hydroxyd}}{NH_4OH}$$

oder strukturmäßig:



Wenn wir die eben besprochene Reaktion mit allen bisher besprochenen Reaktionen vergleichen, so können wir einen grundsätzlichen Unterschied feststellen. Bisher tauschten sich innerhalb der Verbindungen Elemente oder Radikale gegenseitig aus. Ein Element oder ein Radikal verdrängte das andere gemäß seiner Wertigkeit. Hier nun geht der Stickstoff von dem dreiwertigen in den fünfwertigen Zustand über. Durch die neu gewonnenen Bindekräfte findet eine Addition der Verbindungen Ammoniak und Wasser zu der Additionsverbindung Ammoniumhydroxyd statt.

Beim Stickstoff werden durch Übergang vom dreiwertigen in den fünfwertigen Zustand die Bindekräfte vermehrt. Es findet die Bildung von Additionsverbindungen statt.

[255] Chemisches Gleichgewicht und umkehrbare Vorgänge. In der Gleichung des Abschnittes [254] wurde das Gleichheitszeichen durch zwei entgegengesetzt gerichtete Pfeile ersetzt; denn die Richtung der chemischen Reaktion ist durch Änderung der Temperatur umkehrbar. Beim Erhitzen zerfällt Ammoniumhydroxyd in seine beiden Bestandteile, beim Abkühlen bildet es sich wieder. Derartige *umkehrbare Reaktionen* verlaufen bei ganz bestimmten Grenztemperaturen

Die Bildung von Ammoniumhydroxyd aus Ammoniak und Wasser ist ein umkehrbarer Vorgang; die Richtung der Reaktion ist von der Temperatur abhängig. Bei den einzelnen Temperaturen stellt sich ein chemisches Gleichgewicht zwischen Ausgangspro-

fast vollständig in Richtung des zugehörigen Pfeiles. *Bei allen zwischen diesen Grenzpunkten gelegenen Temperaturen verlaufen die Reaktionen unvollständig.* Bei jeder Temperatur stellt sich ein bestimmtes *chemisches Gleichgewicht zwischen Ausgangsstoffen und Endprodukten* ein. Es sind stets alle Stoffe vorhanden; mit der Temperatur ändert sich nur ihre Menge.

dukten und Endprodukten der Reaktion ein.

[256] Ammoniak und die Ammoniumgruppe. Beim Vergleiche von Schwefeltrioxyd SO_3 und Ammoniak NH_3 stellen wir folgendes fest:

Ammoniak selbst hat noch keine Baseneigenschaften; es ist ein Basenanhydrid. Erst durch Verbindung mit Wasser bildet sich die Base Ammoniumhydroxyd aus.

Schwefeltrioxyd ist keine Säure, und Ammoniak ist keine Base. Aber Schwefeltrioxyd ist das Anhydrid einer Säure [155], und Ammoniak ist das Anhydrid einer Base. Beide reagieren chemisch mit Wasser, das säurebildende Nichtmetalloxyd unter Bildung von Schwefelsäure ([147] und [180]), das basenbildende Metalloxyd unter Bildung von Ammoniumhydroxyd ([210] und [254]).

Bei der Basenbildung entsteht die Gruppe $(NH_4)^I$. Sie tritt ebenso wie die einwertigen Leichtmetalle K^I oder Na^I mit der Hydroxylgruppe zu einer Base zusammen. *Die (NH_4)-Gruppe verhält sich also chemisch wie ein einwertiges Leichtmetall; sie ist ein einwertiges Radikal und trägt die Bezeichnung „Ammonium".*

Die (NH_4)-Gruppe verhält sich chemisch wie ein einwertiges Leichtmetall. Sie stellt ein einwertiges Radikal mit der Bezeichnung „Ammonium" dar: $(NH_4)^I$.

[257] Die Verwendung der Ammoniumlauge. Die Ammoniumlauge = Ammoniumhydroxyd gehört zu den schwächeren Basen. Wir verwenden sie überall da, wo die starken Basen durch ihre ätzenden Eigenschaften Schaden stiften würden.

Ammoniumhydroxyd ist eine der schwächeren Basen.

So dient Ammoniumhydroxyd = Salmiakgeist zur Neutralisation schwacher Säuren und wird gegen Insektenstiche angewendet (bei denen Ameisensäure in die Stich- und Bißwunden eingeträufelt wird) und zur Entfernung frischer Säureflecke aus Stoffen. Ferner kaufen wir Salmiakgeist als „Fleckenwasser" in der Drogerie, um damit Fettflecke aus Stoffen zu beseitigen. Die Fette werden verseift und damit in wasserlösliche Verbindungen übergeführt. Natürlich würde die Entfernung der Fettflecke durch Natronlauge oder Kalilauge schneller und besser vonstatten gehen. Aber die starken Laugen würden gleichzeitig den Stoff zerstören. Ammoniak dient weiterhin zum Betrieb von

Ammoniumhydroxyd dient zur Neutralisation schwacher Säuren, so z. B. gegen Insektenstiche, zur Entfernung frischer Säureflecke, zum Lösen von Fettflecken aus Stoffen. Ferner dient es zur Darstellung von Ammoniumverbindungen und von Salpetersäure.

Kältemaschinen, zur Herstellung von Ammoniumverbindungen und zur Darstellung der Salpetersäure in der Industrie.

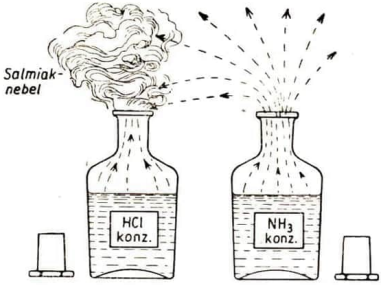


Abb. 71. Bildung von Salmiaknebeln
Versuchsanordnung für Versuch 164

[258] Salmiakbildung. Ammoniak tritt mit Säuren zur Bildung von Salzen zusammen.

Mit Säuren bildet Ammoniak Salze. Mit Salzsäure vereinigt sich Ammoniak zu Salmiak.

● Versuch 164: Salmiaknebel. *Wir stellen eine Flasche mit konzentriertem Ammoniak und eine Flasche mit konzentrierter Salzsäure nahe beieinander und öffnen beide Flaschen (Abb. 71). Sofort beginnt die Salzsäureflasche zu rauchen; es bilden sich weiße Nebel, und bald fliegen auch weiße Flocken in der Luft herum.*

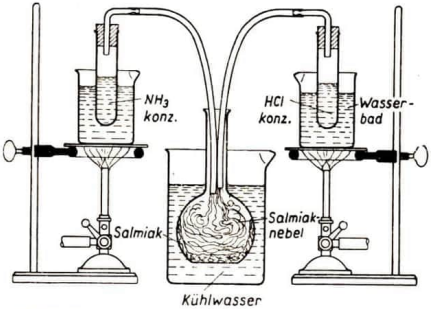


Abb. 72. Darstellung von Salmiak
Versuchsanordnung für Versuch 165

● Versuch 165: Darstellung von Salmiak. *Wir erhitzen gleichzeitig zwei Reagenzgläser im Wasserbad, von denen eines mit konzentrierter Ammoniumlauge, das andere mit konzentrierter Salzsäure gefüllt ist (Abb. 72). Die entweichenden Gase leiten wir in eine Kochflasche ein, die in einem Becken mit Kühlwasser steht, und deren Öffnung mit Watte leicht verschlossen ist.*

Auch Salmiak entsteht als Additionsverbindung, wobei der Stickstoff vom dreiwertigen in den fünfwertigen Zustand übergeht.

In Versuch 164 bilden sich beim Öffnen der beiden Flaschen Dämpfe von Chlorwasserstoff HCl und von Ammoniak NH_3; sie breiten sich im Zimmer aus. Da Ammoniak leichter verdampft als Salzsäure, gelangen die Ammoniakdämpfe schneller zur Salzsäureflasche. Beim Zusammentreffen beider Gase am Hals der Salzsäureflasche bildet sich wieder eine Additionsverbindung nach der Gleichung:

$$\underset{\text{Salzsäuregas}}{HCl} + \underset{\text{Ammoniakgas}}{NH_3} \longrightarrow \underset{\text{Ammoniumchlorid = Salmiak}}{NH_4Cl}$$

Stickstoff ist wieder vom dreiwertigen in den fünfwertigen Zustand übergegangen. Das feste Salmiaksalz in feinster Verteilung bildet die weißen Salmiaknebel und Salmiakflocken in der Luft. Im Versuch 165 scheidet sich das weiße Salz in der gekühlten Kochflasche ab.

[259] Spaltung des Salmiaksalzes. Die Bildungsreaktion von Salmiak verläuft nur bei gewöhnlicher Temperatur. In der Hitze findet die Gegenreaktion statt.

● Versuch 166: *Füllen Sie etwas Salmiaksalz in ein Reagenzglas! Feuchten Sie dann je zwei Streifen rotes und blaues Lackmuspapier an, und bringen Sie von jeder Farbe einen Streifen in den unteren und einen in den oberen Teil des Reagenzglases (Abb. 73)! Erwärmen Sie*

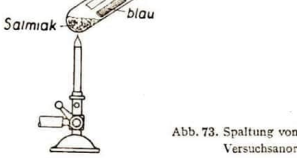


Abb. 73. Spaltung von Salmiak
Versuchsanordnung für Versuch 166

nunmehr vorsichtig und langsam das Salz, und beobachten Sie die auftretenden Veränderungen!

● Versuch 167: *Bringen Sie Salmiaksalz in ein trockenes Reagenzglas! Erhitzen Sie das Salz, und halten Sie dabei das Reagenzglas sehr schräg, damit nur der unterste Teil des Glases erwärmt wird! Beobachten Sie, was geschieht!*

Überlegen Sie sich bitte vor Durchführung bei der Versuche, welche Erscheinungen zu erwarten sind, und notieren Sie dann Ihre Beobachtungen! Im Lehrgespräch werden wir gemeinsam nach einer Erklärung der beobachteten Erscheinungen suchen. Überlegen Sie sich bitte auch, warum Salmiaksalz beim Löten verwendet wird!

[260] Ammoniumsulfat. Wir können Ammoniakdämpfe auch in Schwefelsäure leiten. Es bildet sich dann als Additionsverbindung das Ammoniumsulfat:

$$\underset{\text{Ammoniak}}{2\,NH_3} + \underset{\text{Schwefelsäure}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{Ammoniumsulfat}}{(NH_4)_2SO_4}$$

Zwei einwertige Ammoniumgruppen lagern sich mit dem zweiwertigen Säurerest der Schwefelsäure zu Ammoniumsulfat zusammen.

Beim Zusammentreffen von Ammoniak mit Schwefelsäure bildet sich als Additionsverbindung Ammoniumsulfat:

$$2\,NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$

Bei der Vergasung der Kohlen in den Gaswerken und Kokereien bildet sich als Nebenprodukt das Ammoniakgas, das in Schwefelsäure eingeleitet wird. Das entstehende Ammoniumsulfat ist der in der Landwirtschaft am häufigsten angewendete *Stickstoffdünger*.

Gewinnung des Ammoniumsulfats als Nebenprodukt in Gaswerken und Kokereien aus anfallendem Ammoniak. (Häufigster Stickstoffdünger).

Wird das Ammoniak in Salpetersäure eingeleitet, so bildet sich *Ammoniumnitrat* = *Ammonsalpeter* NH_4NO_3.

Mit Salpetersäure bildet Ammoniak den Ammonsalpeter = Ammoniumnitrat NH_4NO_3.

[261] Der Kreislauf des Stickstoffs (Abb. 74). Zu den unentbehrlichen Pflanzennährstoffen gehört der Stickstoff. Diesen beziehen die Pflanzen aus wasserlöslichen Bodennährsalzen, z. B. aus dem Salpeter. Sie nehmen die Salpeterlösung mit den Wurzeln auf und verwenden u. a. auch die Stickstoffsalze zum Aufbau des pflanzlichen Eiweißes. Menschen und Tiere können diese Eiweißsynthese aus Mineralsalzen selbständig nicht durchführen. Sie sind gezwungen, das fertige Pflanzeneiweiß als Nahrungsmittel aufzunehmen. Sie zerlegen das Pflanzeneiweiß bei der Verdauung in Molekülbruchstücke und bauen daraus arteigenes, tierisches Eiweiß auf. Gleichzeitig bauen sie auch Pflanzeneiweiß

Die Pflanze nimmt aus dem Boden gelöste Stickstoffverbindungen auf (z. B. Salpeter) und verwendet sie zum Aufbau von Pflanzeneiweiß. Das Tier braucht das Pflanzeneiweiß als Nahrungsmittel und baut es zu arteigenem, tierischem Eiweiß um. Einen Teil des Pflanzeneiweißes verbraucht es als Energiespender und baut es zu einfachen Stickstoffverbindungen ab, die mit

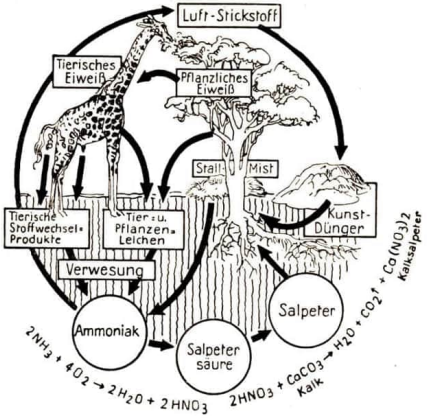


Abb. 74. Der Kreislauf des Stickstoffs

ab und gewinnen aus ihm einen Teil der zur Aufrechterhaltung des Lebensgetriebes notwendigen Energien; die stickstoffhaltigen Abbauprodukte werden mit dem Harn, dem Schweiß usw. abgeschieden. Mit diesen Abscheidungsprodukten und den absterbenden Tier- und Pflanzenkörpern gelangt der Stickstoff wieder in den Boden zurück. Im Fäulnis- und Verwesungsprozeß werden die Stickstoffverbindungen in Ammoniak verwandelt, der sich teilweise verflüchtigt (Übergang in die Atmosphäre) und teilweise durch die Salpeterbakterien des Erdbodens zu Salpetersäure oxydiert wird. Diese bildet mit den Bodensalzen (z. B. Kalkstein) wasserlösliche Nitrate, die wieder von den Pflanzenwurzeln aufgenommen werden können.

dem Harn usw. abgeschieden werden. Tierische Stoffwechselprodukte und abgestorbene Lebewesen werden durch Verwesung und Fäulnis wieder mineralisiert, wobei die Stickstoffverbindungen zu Ammoniak abgebaut werden. Salpetersäurebakterien oxydieren den Ammoniak zu Salpetersäure, die mit Bodensalzen die Nitrate zurückbildet.

Durch das Zusammendrängen der Menschen in den Industriegebieten wird der natürliche Stickstoffkreislauf einseitig gestört. Die Agrargebiete liefern die stickstoffhaltigen Nahrungsmittel in die Industriegebiete, welche ihrerseits die stickstoffhaltigen Stoffwechselprodukte nicht zurückführen. Um eine Verarmung des Ackerbodens an Pflanzennährstoffen zu vermeiden, mußte die Landwirtschaft zur künstlichen Düngung übergehen.

Um eine Verarmung des Ackerbodens an Pflanzennährstoffen zu verhindern, müssen diese durch künstliche Düngung dem Boden wieder zugeführt werden.

[262] Die natürlichen Stickstoffquellen. Als Stickstoffdünger standen zunächst zur Verfügung

Als Stickstoffdünger standen zur Verfügung:

a) der Chilesalpeter, der in großen Lagerstätten in Chile abgebaut wird ([243]; Abb. 68 und 75);

a) der Chilesalpeter in den chilenischen Lagerstätten,

b a c

Abb. 75. Briefmarken als Verkünder wichtiger Industrien des Landes

a) Die Atacamawüste in Chile mit den Salpeterlagern – b) Salpeterabbau – c) Salpeterfabrik

b) der Guano[1]) auf einsamen peruanischen Küsteninseln (Abb. 76). Seit undenklichen Zeiten befinden sich dort riesenhafte Kolonien von Vögeln (Abb. 77), deren Ausscheidungen als dicke, hellschimmernde Kappen die Felsenklippen bedecken, die ebenso wie

b) der Guano auf peruanischen Küsteninseln,

c) das Ammoniumsulfat als Nebenprodukt der Kohlevergasung.

a b

Abb. 76. Peruanische Briefmarken stellen die Guano-Inseln dar

a) Vogelkolonien auf den Chincha-Inseln

b) Guano-Kormoran mit Jungen im Nest

[1]) huano (peruanisch) = Vogeldünger

das dahinterliegende Küstenland zu den regenärmsten Gebieten der Erde zählen;

c) Ammoniumsulfat als Nebenprodukt der Kohlevergasung in Gaswerken und Kokereien.

Abb. 77. Brutkolonien von Seevögeln und Guano-Bildung auf den Klippen

[263] **Die Weltstickstoffkrise und ihre Behebung.** Der immer stärker werdende Bedarf an Stickstoffverbindungen in der chemischen Industrie und in der Landwirtschaft führte zu einem verstärkten Abbau der natürlichen Lagerstätten. Ende des vorigen Jahrhunderts sah man daher eine Erschöpfung der Lagerstätten und damit eine Weltstickstoffkrise voraus. Die Kohlevergasung konnte nicht in beliebigem Umfange erweitert werden, da Ammoniak als Nebenprodukt nur 0,2% der Endprodukte ausmacht.

Die Erschöpfung der natürlichen Lagerstätten und die geringe Ausbeute an Stickstoffverbindungen bei der Kohlevergasung machte am Ende des vorigen Jahrhunderts das Auftreten einer Weltstickstoffkrise wahrscheinlich. Zur Überwindung der vorausgesehenen Stickstoffnot ging man dazu über, den Luftstickstoff chemisch zu binden.

Die zu erwartende Stickstoffnot gab den Anlaß zur Ausbildung neuer technischer Verfahren. Man ging dazu über, den in unbegrenzter Menge vorhandenen Luftstickstoff chemisch zu binden, um die Versorgung der chemischen Industrie und der Landwirtschaft mit Stickstoffverbindungen sicherzustellen.

28. Kapitel: Die Laugen

Metalloxyde werden auch als *basenbildende Oxyde* bezeichnet, da sie sich mit Wasser zu Basen vereinigen. *Hydroxyde* sind die Basen in festem Zustande, *Laugen* sind die Basen in wässeriger Lösung.

Basen sind Verbindungen von Metall mit so viel *Hydroxylgruppen* $(OH)^{I}$, wie das Metall Wertigkeiten hat; sie wirken ätzend, fühlen sich seifig an und färben Lackmus blau.

29. Kapitel: Die Salzbildung

Es ergeben sich folgende Möglichkeiten der Salzbildung:

1. Säure + Metall $\longrightarrow$ Salz + Wasserstoff
2. Säure + Metalloxyd $\longrightarrow$ Salz + Wasser
3. Säure + Base $\xrightarrow{\text{Neutralisation}}$ Salz + Wasser
4. Metall + Nichtmetall $\xrightarrow{\text{Direkte Synthese}}$ Salz

Die vierte Methode der direkten Synthese bezieht sich auf die Nichtmetalle, welche Wasserstoffsäuren bilden (Chlor und Schwefel).

Die dritte Methode bezeichnet man auch als *Neutralisation*, weil sich aus sauer und basisch reagierenden Stoffen neutral reagierende Stoffe bilden. Im ersten Fall verdrängt das Metall den Wasserstoff der Säure. Im zweiten und dritten Falle tauschen sich das Metall der Metallverbindung und der Wasserstoff der Säure aus.

30. Kapitel: Allgemeine Regeln über den Ablauf chemischer Reaktionen

Die einzelnen Säuren wirken verschieden stark auf Lackmus und auf ein bestimmtes Metall ein. Nach ihrer chemischen Allgemeinwirkung unterscheiden wir:

starke Säuren: Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure,

mäßig starke Säuren: Phosphorsäure, Essigsäure,

schwache Säuren: Kohlensäure, Schwefelwasserstoff, Blausäure, die organischen Säuren (ohne Essigsäure).

(Als *organische Verbindungen* bezeichnete man früher alle Verbindungen, die von Lebewesen gebildet wurden und in der unbelebten Natur nicht vorkamen.)

Auch die chemische Allgemeinwirkung der Basen ist ungleich stark.

Wir unterscheiden:

starke Basen: Kalilauge, Natronlauge,

mäßig starke Basen: Kalkwasser, Ammoniumhydroxyd,

schwache Basen: Aluminiumhydroxyd, Eisen(3)hydroxyd.

Es ergeben sich folgende allgemeine Regeln über den Ablauf chemischer Reaktionen:

1. Starke Säuren verdrängen die schwachen Säuren aus deren Salzen.
2. Die starke Schwefelsäure treibt die anderen starken Säuren aus deren Salzen aus, denn der Siedepunkt der Schwefelsäure liegt am höchsten.
3. Starke Basen verdrängen schwache Basen aus deren Salzen.
4. Beim Zusammentreffen zweier Salzlösungen tauschen sich die Metalle der beiden Salze untereinander aus.

31. Kapitel: Stickstoff und die Salpetersäure

Stickstoff ist ein farb- und geruchloses Gas, das etwas leichter als Luft ist, nicht brennt und die Verbrennung und Atmung nicht unterhält. 78% der Luft bestehen aus Stickstoff. Es ist ein drei- und fünfwertiges Nichtmetall, das bei normaler Temperatur nur sehr geringe Affinität zu den anderen Elementen aufweist. Stickstoff wird durch fraktionierte Destillation verflüssigter Luft gewonnen.

Die Salpetersäure HNO_3 ist wenig beständig und zerfällt bei Lichteinwirkung und bei höherer Temperatur in Stickstoffdioxyd, Sauerstoff und Wasser. Das rotbraune Stickstoffdioxyd verleiht ihr meist eine gelbe bis rotbraune Färbung.

Die sauren Eigenschaften zeigen sich mehr in der verdünnten Säure.

Die konzentrierte Säure weist infolge ihres starken Zerfalles mehr oxydierende Wirkungen auf und ist das stärkste Oxydationsmittel der chemischen Großindustrie. Die Salpetersäure zerstört organische Stoffe.

Wir erkennen die Salpetersäure an ihrer gelben bis rotbraunen Färbung (NO_2!); sie färbt organische Stoffe intensiv gelb und bildet beim Erhitzen mit Kupfer dicke, rotbraune Wolken von Stickstoffdioxyd. Dieses ist ein stickendes Gas und ein starkes Herzgift.

32. Kapitel: Die Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle – Die Nitrate

Die Salpetersäure löst alle Metalle mit Ausnahme von Gold und Platin und führt sie in ihre Salze, die *Nitrate*, über. Goldschmiede verwenden sie als *„Scheidewasser"*, da sie Silber löst und Gold nicht angreift. Gold und Platin werden durch eine Säuremischung gelöst, die aus einem Teil konz. HNO_3 und drei Teilen konz. HCl besteht und *„Königswasser"* genannt wird (Überführung in lösliche Chloride). Salpetersäure wird ferner als Glanzbeize für Kupfer und Messing und zum Ätzen von Metallen (Herstellung der Druckplatten von Radierungen) verwendet.

Alle Nitrate sind wasserlöslich. Kalisalpeter und Natronsalpeter kommen in natürlichen Lagerstätten vor.

Natronsalpeter = Chilesalpeter $NaNO_3$ findet sich in der Atacamawüste in Chile. Er ist hygroskopisch und wird zur Darstellung der Salpetersäure und als Stickstoffdünger verwendet.

Kalisalpeter = indischer Salpeter KNO_3 kommt als Bodenausblühung in Wüstengegenden Vorderindiens und Nordafrikas vor. Er ist nicht hygroskopisch, dient zur Salpetersäureherstellung und als Stickstoff- und Kalidünger.

Kalziumsalpeter = Norgesalpeter = Kalksalpeter = Mauersalpeter $Ca(NO_3)_2$ bildet sich aus Zersetzungsprodukten organischer Stoffe und dem Mörtel. Als Mauerfraß zerstört er Mauersteine und Balkenwerk.

Ammoniumnitrat = Ammonsalpeter NH_4NO_3 ist ein wichtiger Stickstoffdünger.

Silbernitrat = Höllenstein $AgNO_3$ ist Ausgangsstoff für die Herstellung photographisch verwendeter Silbersalze und wird medizinisch als Ätzmittel gebraucht. Chemisch dient eine Lösung von Silbernitrat als *Reagens auf Chloride*, mit denen es einen weißen, käsigen Niederschlag von Silberchlorid gibt.

33. Kapitel: Ammoniak und Ammoniumverbindungen

Ammoniak NH_3 ist ein stechend riechendes, farbloses Gas. Mit Wasser bildet es die *Additionsverbindung Ammoniumhydroxyd* = *Salmiakgeist* NH_4OH. Die Aufnahmefähigkeit des Wassers für Ammoniakgas ist außerordentlich groß. Bei der Bildung von Ammoniumhydroxyd geht Stickstoff vom dreiwertigen in den fünfwertigen Zustand über. Die *Reaktion ist umkehrbar*; die Richtung der Reaktion hängt von der Temperatur ab. Bei den einzelnen Temperaturgraden stellt sich ein *chemisches Gleichgewicht* zwischen Ausgangsstoffen und Endprodukten ein. Umkehrbare Reaktionen verlaufen unvollständig.

Im Ammoniumhydroxyd verhält sich die (NH_4)-Gruppe wie ein einwertiges Leichtmetall; sie ist ein einwertiges Radikal, das den Namen *Ammonium* führt. Ammoniumhydroxyd als schwächere Base dient zur Neutralisation schwacher

Säuren; Anwendung gegen Insektenstiche, zur Neutralisation von Säureflecken auf Stoffen, zur Entfernung von Fettflecken aus Stoffen, ferner zur Darstellung von Ammoniumverbindungen und von Salpetersäure.

Ammoniak bildet mit Säuren Additionsverbindungen, die *Ammoniumsalze*. Mit Salzsäure bildet es *Ammoniumchlorid* NH_4Cl, ein weißes Salz, das medizinisch und als Lötstein verwendet wird. Mit Schwefelsäure bildet Ammoniak das *Ammoniumsulfat* $(NH_4)_2SO_4$, den am häufigsten verwendeten Stickstoffdünger. Mit Salpetersäure tritt es zur Bildung von *Ammoniumnitrat* = Ammonsalpeter NH_4NO_3 zusammen.

Stickstoff gehört zu den wichtigsten Pflanzennährstoffen und wird von den Pflanzen in Form löslicher Bodennährsalze aufgenommen. Die Pflanze braucht den Stickstoff zum Aufbau des pflanzlichen Eiweißes, das den Tieren als Nahrung dient und von diesen in tierisches Eiweiß umgebildet wird. Tierische Stoffwechselprodukte und verwesende Tier- und Pflanzenkörper geben dem Boden die entnommenen Stickstoffverbindungen zurück. Einseitige Verschiebungen dieses Kreislaufes müssen durch künstliche Düngung ausgeglichen werden. Der gesteigerte Bedarf der Landwirtschaft und chemischen Industrie an Stickstoffverbindungen führte zu einem verstärkten Abbau der natürlichen Lagerstätten (Chilesalpeter, Guano), so daß man zu Beginn unseres Jahrhunderts zur chemischen Bindung des Luftstickstoffes übergehen mußte.

Best.-Nr. 163.0/7
Lizenz Nr. 334
1000/48-II 183

Verfaßt von einer Autoren-Arbeitsgemeinschaft der Gewerkschaft der Lehrer und Erzieher im FDGB. Leipzig - Schriftleitung: Albert First, Leipzig - Satz: Offizin Haag-Drugulin in Leipzig (M 103) – Druck: Bonneß & Hachfeld, Potsdam (Reg.8) A 46

DIE DEUTSCHE FERNSCHULE
LEHRBRIEFE FÜR FERN- UND SELBSTUNTERRICHT
VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH · BERLIN/LEIPZIG

34. Kapitel: Die Bindung des Luftstickstoffes
a) Vorbereitende Prozesse

A. Lehrgang

[264] **Besuch eines Stickstoffwerkes.** Heute wollen wir mit unseren bisher erworbenen Kenntnissen einen Ausflug in ein sehr kompliziertes und weitverzweigtes Werk chemischer Großindustrie wagen. Da heißt es von Anfang an gut aufmerken. Denn solche Werke erstrecken sich längst nicht mehr auf einen einzelnen, isolierten Arbeitsprozeß.

Die chemischen Werke des mitteldeutschen Raumes sind eng mit den Braunkohlenvorkommen verbunden. Große Betriebe verfügen über werkeigene Kohlengruben, Kraftwerke und Gaswerke. In riesigen, werkeigenen Fabrikanlagen stellt man zunächst die Ausgangsprodukte her, die im eigentlichen Fabrikationsgang benötigt werden. Die Endprodukte geben Anlaß zur Angliederung neuer Fabrikationszweige, in denen sie wiederum als Ausgangsstoffe für neue Stoffumsetzungen dienen. Die anfallenden Nebenprodukte jedes Arbeitsganges müssen außerdem in verkäufliche Nebenprodukte verwandelt werden, um die Rentabilität des Werkes zu erhöhen. Die einzelnen Prozesse sind auch energiemäßig aufeinander abgestimmt. Die in einem Arbeitsprozeß frei werdende Wärme wird bereits in einem anderen Arbeitsgang wieder zum Vorwärmen von Ausgangsstoffen auf die Reaktionstemperatur verwendet. Alles ist auf bestmögliche Ausnutzung von Energie und Rohstoff eingestellt.

Die verwirrende Fülle der Rohrleitungen und der Fabrikanlagen, das scheinbare Durcheinander der einzelnen chemischen und technischen Prozesse läßt uns

B. Kurzfassung

Die chemische Industrie, sofern sie Großverbraucher von Energie ist, muß sich stets an den bodenständigen Energiequellen ansiedeln. So entstand die chemische Industrie Mitteldeutschlands auf der Grundlage der Braunkohlenvorkommen, während sich die chemische Industrie Süddeutschlands an die Wasserkraftwerke des Rheins und des Voralpengebietes anlehnt. Um ein chemisches Unternehmen rentabel arbeiten zu lassen, müssen die Arbeitsprozesse so gelenkt werden, daß verkäufliche Nebenprodukte entstehen oder daß Nebenprodukte in angeschlossenen Arbeitsgängen in verkäufliche Endprodukte verwandelt werden. Ferner ist es notwendig, die einzelnen Prozesse energiemäßig aufeinander abzustimmen. Die bei einem Arbeitsgang auftretende Wärme wird zur Vorwärmung der Reaktionsgase oder der Verbren-

nur zaghaft eine solche Fabrikstadt betreten. Doch nur Mut! Wir haben heute einen guten Führer. Indem wir logisch gliedernd die einzelnen Fabrikationszweige nacheinander uns anschauen, kommt Ordnung und System in den scheinbar unentwirrbaren Knäuel chemisch-technischer Verflechtungen. Freudig werden Sie dann das Werk verlassen, bereichert an Kenntnissen und mit Hochachtung vor den Leistungen des Chemikers und Ingenieurs, die Hand in Hand in kühner Forschungsarbeit und technischer Ausgestaltung den Aufbau dieser komplizierten Produktionsstätten durchführten.

nungsluft benutzt, während diese wieder zum Abkühlen der Endprodukte dienen.

[265] Die Haber-Bosch-Ammoniaksynthese. Die Ammoniaksynthese ist heute das wichtigste Verfahren der technischen Bindung des Luftstickstoffes. Die wissenschaftlichen Grundlagen des Verfahrens wurden 1905/08 von Fritz Haber[1]) erarbeitet und 1908 von Karl Bosch[2]) zu einem technischen Verfahren entwickelt. 1913 führte Bosch das Verfahren in einer kleinen Versuchsanstalt in Oppau bei Ludwigshafen technisch durch.

Das wichtigste Verfahren zur Bindung des Luftstickstoffes ist die Ammoniaksynthese von Haber-Bosch.

Unter Mitwirkung von Katalysatoren vereinigen sich bei hohem Druck und hoher Temperatur Stickstoff und Wasserstoff direkt zu Ammoniak:

Stickstoff und Wasserstoff vereinigen sich durch Katalysatorenwirkung bei hohem Druck und hoher Temperatur zu Ammoniak:

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3\uparrow$$

$$\underset{\text{Stickstoff}}{N_2} + \underset{\text{Wasserstoff}}{3\,H_2} \rightleftarrows \underset{\text{Ammoniak}}{2\,NH_3\uparrow}$$ [3])

Die erforderlichen Ausgangsstoffe Stickstoff und Wasserstoff werden an Ort und Stelle großtechnisch gewonnen.

[266] Die Herstellung von Generatorgas. In hohen Generatoröfen (Schachtöfen; Abb. 78) wird Koks auf Weißglut erhitzt. Bei 1000° Temperatur wird von unten her Luft durch die glühenden Koksmassen geblasen. Der Kohlenstoff (Koks) wirkt in der Hitze als Reduktionsmittel [86] und reißt den Sauerstoff an sich:

Generatorgas entsteht, wenn durch weißglühenden Koks Luft geblasen wird. Der glühende Koks dient hierbei als Reduktionsmittel.

Generatorgas ist ein Gemisch aus $CO + N_2$.

---

[1]) Fritz Haber, Chemiker, geb. 1868 in Berlin; Hauptgebiet: Elektrochemie; Nobelpreis 1918.

[2]) Karl Bosch, Chemiker, 1874–1940. Synthetische Hochdruckkatalyse des Ammoniaks.

[3]) Bei Reaktionsgleichungen, in denen gasförmige Elemente auftreten, geht man immer von zweiatomigen Gasmolekülen dieser Elemente aus (Erläuterung folgt später).

$$\underbrace{2\,C}_{\substack{\text{Koks}\\ \text{(Kohlenstoff)}\\ \text{= Reduktionsmittel}}} + \underbrace{(O_2 + 4\,N_2)}_{\text{Luft}} \xrightarrow{> 1000^\circ} \underbrace{2\,CO\uparrow}_{\substack{\text{Kohlenmonoxyd}}} + \underbrace{4\,N_2\uparrow}_{\text{Stickstoff}} + \underbrace{53\,\text{kcal}}_{\text{Energiegewinn}}\,^{1)}$$

Das Reaktionsgemisch der rechten Seite, das aus Kohlenmonoxyd und Stickstoff besteht, wird *Generatorgas* genannt.

[267] **Die Herstellung von Wassergas.** Wieder wird Koks in einem Generatorofen auf Weißglut erhitzt und dann von unten her Wasserdampf durch die glühenden Koksmassen geblasen. Der glühende Kohlenstoff wirkt als Reduktionsmittel und reduziert das Wasser:

Wassergas entsteht, wenn durch weißglühenden Koks Wasserdampf geblasen wird. Der glühende Koks dient hierbei als Reduktionsmittel. Wassergas ist ein Gemisch aus CO + H_2. Glühender Kohlenstoff ist das billigste Reduktionsmittel der Technik.

$$\underbrace{31\,\text{kcal}}_{\text{Energieverbrauch}} + \underbrace{H_2O}_{\text{Wasserdampf}} + \underbrace{C}_{\substack{\text{Koks}\\ \text{(Kohlenstoff)}\\ \text{= Reduktionsmittel}}} \xrightarrow{> 1000^\circ} \underbrace{\underbrace{H_2\uparrow}_{\text{Wasserstoff}} + \underbrace{CO\uparrow}_{\text{Kohlenmonoxyd}}}_{\text{Wassergas}}\,^{1)}$$

Das Reaktionsgemisch der rechten Seite besteht aus Wasserstoff und Kohlenmonoxyd und heißt *Wassergas*.

In beiden Fällen entfernen wir also den Sauerstoff durch *das billigste Reduktionsmittel der Technik, durch glühenden Kohlenstoff.*

[268] **Die Wärmeumsetzung in der chemischen Gleichung.** In den chemischen Gleichungen können wir auch die *Energievorgänge* zum Ausdruck bringen, indem wir die Wärmemenge angeben, welche entsteht oder zugeführt werden muß.

In den Gleichungen können wir die Energievorgänge zum Ausdruck bringen, indem wir die entstehende oder benötigte Wärmemenge in Kilogrammkalorien auf der entsprechenden Seite der Gleichung einsetzen.

Bei der Bildung von Generatorgas lesen wir auf der rechten Seite der Gleichung: „+ 53 kcal". Beim Ablauf der chemischen Reaktion sind also 53 kcal = Kilogrammkalorien an Wärme entstanden (Endprodukte stehen rechts!) Bei dieser Reaktion wird Wärme frei; man spricht von einer *exothermen*[2]) *Reaktion.*

Bei der Herstellung von Generatorgas wird Wärme frei (exotherme Reaktion), bei der Herstellung von Wassergas hingegen wird Wärme verbraucht (endotherme Reaktion).

Bei der Bildung von Wassergas lesen wir auf der linken Seite der Gleichung: „31 kcal". Da links die Ausgangs-

[1]) > bedeutet: „mehr als"; in diesem Falle „über 1000°". Die Energiezusätze werden in [268] erläutert.

[2]) exotherm: ẽxo (griech.) = außen; thermós (griech.) = warm.

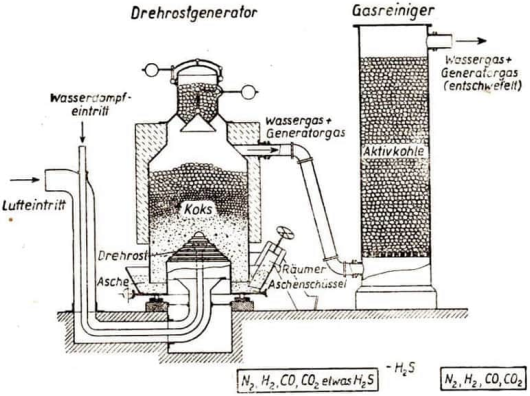


Abb. 78. Herstellung von Mischgas im Drehrostgenerator. Rost und Aschenschüssel drehen sich ständig, wobei die Asche durch den Räumer selbsttätig entfernt wird

produkte stehen, muß ich also 31 Kilogrammkalorien an Wärme zuführen, um die Reaktion in Gang zu halten. Es wird Wärme verbraucht, denn der eingeblasene Wasserdampf kühlt die glühenden Koksmassen ab. Die Bildung von Wassergas ist eine *endotherme*[1]) *Reaktion.*

[269] **Die Herstellung von Mischgas.** In der Praxis kommen meist beide Verfahren der Gasgewinnung kombiniert zur Anwendung. Der Energiebedarf des einen Vorganges wird dann durch den Energieüberschuß des anderen Vorganges gedeckt [264]. Durch den weißglühenden Koks im Generator wird ein Gemisch von Luft und Wasserdampf geblasen. Es entsteht ein *Mischgas*, das aus 50% Stickstoff (N_2), 30% Kohlenmonoxyd (CO), 15% Wasserstoff (H_2) und 5% Kohlendioxyd (CO_2) besteht.

Die Herstellung von Mischgas ist eine Kombination beider bisher besprochener Verfahren. Durch den glühenden Koks werden gleichzeitig Wasserdampf + Luft durchgeblasen. Das entstehende Mischgas besteht aus 50% N_2, 30% CO, 15% H_2 und 5% CO_2. In einem Gasreiniger wird das spurenweise im Mischgas enthaltene H_2S-Gas durch Aktivkohle aufgenommen. Das Gas wird „entschwefelt".

Da im Gas immer etwas Schwefelwasserstoff enthalten ist, wird es in einen Gasreiniger geleitet (Abb. 78), in dem der Schwefelwasserstoff durch Aktivkohle aufgesaugt und zurückgehalten wird. Das entschwefelte Gas wird in einem Gasbehälter (Abb. 79) aufgefangen und der Weiterverarbeitung zugeführt.

[1]) endotherm: endon (griech.) = innen; thermós (griech.) = warm.

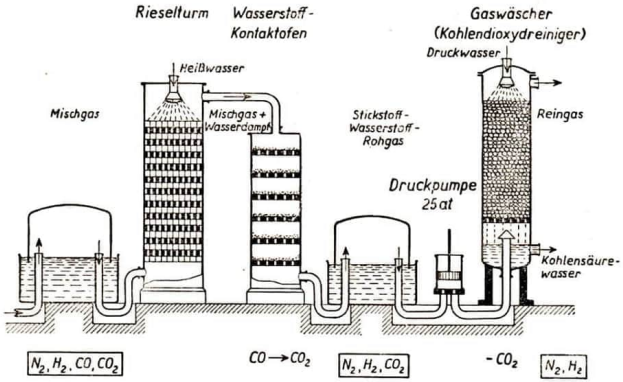


Abb. 79. Entfernung des Kohlenoxyds aus dem Mischgas

[270] Die Entfernung des Kohlenmonoxyds aus dem Mischgas. Das im Mischgas enthaltene Kohlenmonoxydgas muß entfernt werden (Abb. 79). Man oxydiert es unter Mitwirkung eines Katalysators durch Wasserdampf zu Kohlendioxyd, wobei gleichzeitig Wasserstoff neu gebildet wird:

$$\underset{\text{Kohlen-monoxyd}}{CO} + \underset{\text{Wasser-dampf}}{H_2O} \xrightleftharpoons[\text{Wasserstoff-kontaktofen}]{\text{Katalysator}} \underset{\text{Wasser-stoff}}{H_2\uparrow} + \underset{\text{Kohlen-dioxyd}}{CO_2\uparrow} + 10\,\text{kcal}$$

Das aus dem Generator kommende kohlenoxydhaltige Mischgas wird in einem Rieselturm im Gegenstrom durch Heißwasser berieselt, sättigt sich hierbei mit Wasserdampf und tritt mit diesem gemeinsam in den *Wasserstoffkontaktofen* ein. In diesem bewirkt Eisenoxyd als Kontaktmasse (Katalysator) die Oxydation des Kohlenmonoxyds. Beim Verlassen des Kontaktofens besteht das Mischgas nur noch aus Wasserstoff, Stickstoff und Kohlendioxyd. Es gelangt nunmehr in die Gasreinigung.

In Waschtürmen, die man als *Kohlensäurewäscher* bezeichnet, bewegt es sich mit einem Druck von 25 at einem Strome von Druckwasser entgegen. Hierbei löst

Im Wasserstoffkontaktofen wird das Kohlenmonoxyd des Mischgases unter Mitwirkung von Eisenoxyd als Katalysator durch Wasserdampf zu Kohlendioxyd oxydiert.

Mit 25 at Druck wird das Mischgas im Kohlensäurewäscher einem Strome von Druckwasser entgegengeleitet. Unter dem herrschenden Druck löst sich das Kohlendioxyd im Wasser. Ein von CO und CO_2 befreites „Reingas" verläßt die Waschtürme.

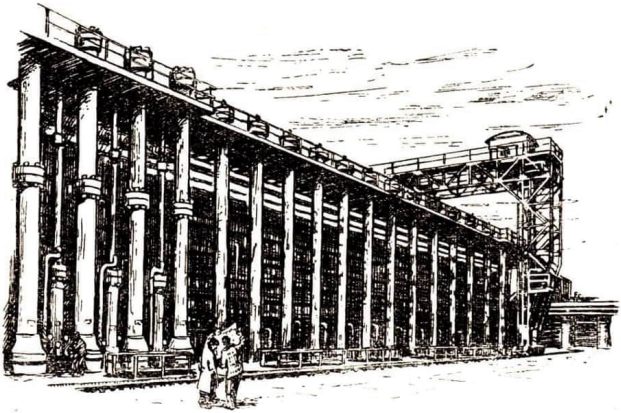


Abb. 80. Fabrikstraße in einem Ammoniakwerk

Rechts im Bilde Gasreinigungsanlage mit zahlreichen Waschtürmen; links anschließend Hochdrucköfen für die Synthese

sich das Kohlendioxyd im Wasser (Abb. 80). Darauf passiert das Rohgas noch einen Kohlenmonoxydwäscher und wird dort von den letzten Spuren CO befreit. Nun steht es als „Reingas" für die Synthese zur Verfügung.

35. Kapitel: Die Bindung des Luftstickstoffes

b) Die Hochdruckkatalyse des Ammoniaks

A. Lehrgang | B. Kurzfassung

[271] **Kontaktgifte.** Wir haben schon in [148] die *Katalysatoren* kennengelernt; sie heißen auch *Wirkstoffe* oder *Kontaktstoffe*. Durch ihre Anwesenheit beschleunigen sie die chemischen Reaktionen oder führen sie überhaupt erst in den meßbaren Bereich über. Katalysatoren steuern auch die chemischen Umsetzungen im Körper der Lebewesen [149].

Katalysatoren = Wirkstoffe = Kontaktstoffe beschleunigen den Ablauf bestimmter chemischer Reaktionen.

In [142] lernten wir den Schwefelwasserstoff als Giftgas kennen. Auch Kohlenmonoxyd ist für den Menschen ein gefährliches Gift. Sie haben sicher auch schon gehört, daß Arsenik und Blausäure sehr gefährliche Giftstoffe sind. Worauf beruht die Giftwirkung dieser Stoffe? Sie stören die Kontaktwirkung lebensnotwendiger Katalysatoren bzw. zerstören die Katalysatoren selbst.

Giftstoffe, wie Schwefelwasserstoff, Kohlenmonoxyd, Arsenik und Blausäure behindern die Kontaktwirkung vieler Katalysatoren; wir nennen sie daher auch Kontaktgifte.

Kontaktgifte müssen vor jeder Katalyse sorgfältig entfernt werden.

Eine ähnliche Wirkung entfalten diese Gifte auch auf die anorganischen Kontaktstoffe in der chemischen Industrie. Die Gifte behindern die Kontaktwirkung vieler Katalysatoren und machen diese unwirksam; wir bezeichnen sie daher als *Kontaktgifte*.

Bei der Herstellung des Mischgases wurde dieses zuletzt entschwefelt, d. h. es wurden selbst die geringsten Spuren des Kontaktgiftes Schwefelwasserstoff durch Aktivkohle beseitigt [269]. Nunmehr verstehen Sie auch die sorgfältige Reinigung des Mischgases von letzten Spuren Kohlenmonoxyd CO in [270]; denn Kohlenmonoxyd ist ebenfalls Kontaktgift.

[272] **Die Synthese des Ammoniaks** (Abb. 80 und 81). Das Reingas, das aus Stickstoff und Wasserstoff im Verhältnis 1 : 3 bestehen muß, wird mit 200 at Druck in die *Ammoniakkontaktöfen* gepreßt. Es sind dies 12 m hohe Stahlrohre mit einem Durchmesser von 1 m; sie sind aus hochwertigem Spezialstahl hergestellt. Im unteren Teile der Rohre fließt das eintretende Reingas in einem System von Wärmeaustauschröhren dem bereits umgesetzten Gas entgegen und nimmt dessen Reaktionswärme auf ([264]; – Abb. 81). Vorgewärmt gelangt es nun in den oberen Teil, den Kontaktraum, in dem sich die Ammoniaksynthese vollzieht:

Das Reingas, eine Mischung von N und H im Verhältnis 1 : 3, wird mit einem Druck von 200 at in die Ammoniakkontaktöfen gepreßt. In einem System von Wärmeaustauschröhren wird es durch Heißgase vorgewärmt. Eisen- und Aluminiumoxyd als Katalysatoren bewirken die Synthese zu Ammoniak. Die Ausbeute beträgt nur 11%.

$$3\,H_2 + N_2 \xrightleftharpoons[\text{Ammoniakkontaktofen}]{\text{Katalysator}\ 500^\circ;\ 200\,\text{at}} 2\,NH_3\uparrow + 22{,}1\ \text{kcal}$$

Die Kontaktmasse besteht im wesentlichen aus Eisen- und Aluminiumoxyd. Da bei der Synthese Wärme entsteht, ist eine Zusatzheizung nicht erforderlich. Die Berührungszeit zwischen Kontaktmasse und Gas beträgt nur $^1/_2$ Minute. Da es sich um eine umkehrbare Reaktion handelt [255], wird nur eine Ausbeute von 11% Ammoniak erreicht.

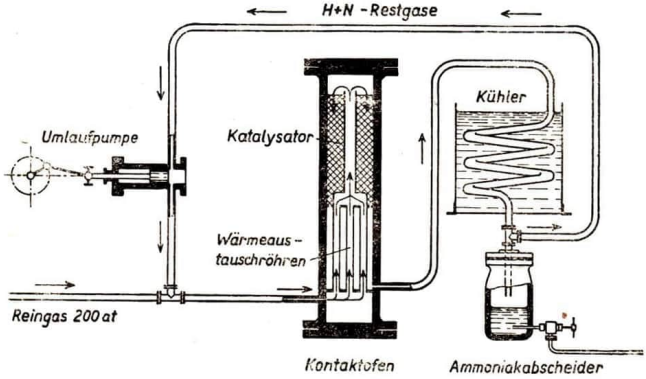


Abb. 81. Schematische Darstellung der Ammoniaksynthese

Die übrigbleibenden Restgase werden in einem Kreislaufe wieder in den Katalyseofen zurückgeführt

[273] **Die Gewinnung des Ammoniaks.** Dem aus den Kontaktöfen ausströmenden Gas wird das Ammoniak teils durch Wasserkühlung (Verflüssigung des Ammoniaks), teils durch Ammoniakwäscher entzogen, in denen das Gas von entgegenströmendem Wasser gelöst wird. Das Restgas aus Stickstoff und Wasserstoff, das 89% des in die Reaktion eingetretenen Gases ausmacht, wird durch eine Umlaufpumpe sofort wieder mit dem neu hinzutretenden Reingas vereinigt und gelangt in den Ammoniakkontaktofen zurück (Abb. 81).

In Kühlanlagen und Ammoniakwäschern wird dem austretenden Gasstrom das Ammoniak entzogen. Die Restgase werden durch eine Umlaufpumpe wieder in den Kontaktofen zurückgeführt.

[274] **Rundgang durch die Werksanlage.** Die Abbildung 80 zeigt wesentliche Teile des Ammoniakwerkes. Imponierend ist die lange Reihe der Waschtürme, in denen das Gasgemisch für die Reaktion hergerichtet (gereinigt) wird (Abb. 80 rechts). Kilometerlange Rohrleitungen ziehen die Fabrikstraßen entlang. Unsichtbar vollzieht sich die *Hochdruckkatalyse* (= synthetische Vereinigung durch Katalysatoren bei hohem Druck) in den starkwandigen Stahlrohren, die auf der Abb. 80 links zu sehen sind. Alle Fabrikstraßen besitzen eigene

Imponierend ist die lange Reihe der Waschtürme und der Reaktionsbehälter in den Fabrikstraßen. In ihrem Inneren vollziehen sich die katalytischen Vorgänge, dem Auge des Beobachters verborgen. Ungeheuer waren die Schwierigkeiten, die sich der Durchführung der Hochdruck-

Gleisanschlüsse für den Antransport der Rohstoffe und den Abtransport der Fertigwaren.

In einem einzigen deutschen Ammoniakwerk werden täglich zehn Millionen Kubikmeter Gas für die Ammoniaksynthese gebraucht. Abb. 82 zeigt schüsselartige Ammoniakwasserbehälter mit einem Fassungsvermögen von je 5000 Kubikmeter, in denen das entstandene Ammoniakwasser aufgefangen wird.

Andere Länder haben andere technische Verfahren der Ammoniaksynthese entwickelt, die sich im wesentlichen vom Haber-Bosch-Verfahren nur durch die Wahl der Temperatur und des Druckes in den Kontaktöfen unterscheiden. Rund 70% der Welterzeugung an Ammoniak wird durch die Ammoniaksynthese hergestellt.

katalyse entgegenstellten. Die Verwendung hochwertiger Legierungsstähle zum Bau der starkwandigen Stahlrohre war eine der Vorbedingungen zum Gelingen der Ammoniaksynthese.

Etwa 70% der Welterzeugung an Ammoniak wird heute durch die Ammoniaksynthese gewonnen. Jedes Land hat seine eigenen technischen Verfahren hierzu entwickelt. Sie stimmen im wesentlichen mit dem Haber-Bosch-Verfahren überein und unterscheiden sich von diesem nur durch die Wahl der Temperatur, des Druckes und der Katalysatoren.

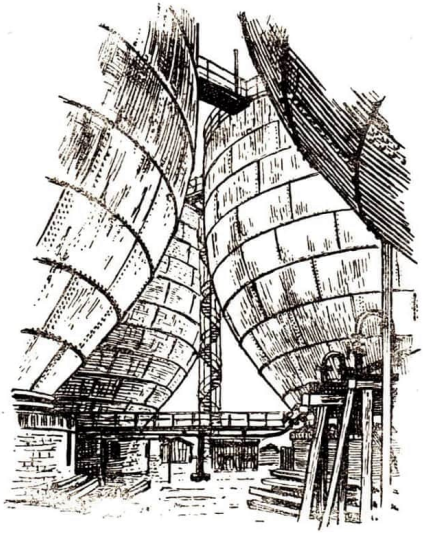


Abb. 82. Ammoniakwasserbehälter

A. Lehrgang | B. Kurzfassung

[275] **Die katalytische Ammoniakverbrennung (Ostwaldverfahren).** Die Salpetersäure wird in Deutschland großtechnisch durch das Ostwaldverfahren gewonnen. Hierbei wird Ammoniak mit überschüssiger Luft katalytisch zu Stickoxyd verbrannt:

$$\underset{\text{Ammoniak}}{4\,NH_3} + \underset{\text{Luftsauerstoff}}{5\,O_2} \xrightarrow{\text{Katalysator}} \underset{\text{Stickoxyd}}{4\,NO\uparrow} + \underset{\text{Wasser}}{6\,H_2O} + 279\,\text{kcal}$$

Luft und Ammoniak strömen mit großer Geschwindigkeit in das Verbrennungselement (Abb. 83) ein. Die Kontaktmasse bildet ein äußerst feines Platinnetz mit 3600 Maschen pro Quadratzentimeter; mit ihr darf das Gasgemisch nur etwa $^1/_{1000}$ Sekunde in Berührung bleiben, da bei der Reaktionstemperatur von 600° das

In Deutschland wird die Salpetersäure aus Ammoniak nach dem Ostwaldverfahren hergestellt. Durch Katalysatorenwirkung wird Ammoniak im Luftüberschuß zu Stickoxyd verbrannt. In den kleineren Verbrennungselementen besteht die Kontaktmasse aus einem feinen Platinnetz, in den größeren Kontaktöfen aus Eisenoxyd und Wismutoxyd.

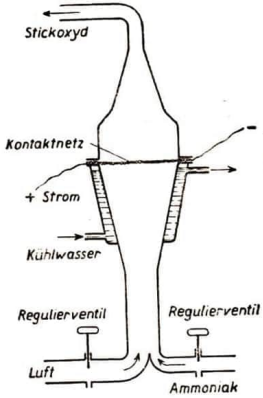


Abb. 83. Ammoniak-Verbrennungselement mit Platinnetzkatalysator

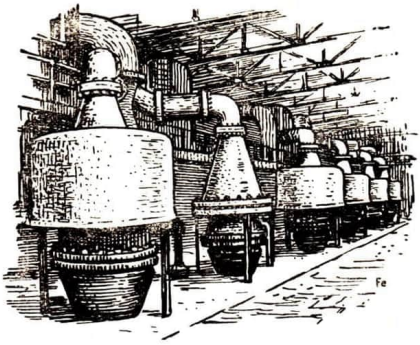


Abb. 84. Ammoniak-Verbrennungsöfen mit Eisen-Wismutoxyd-Katalysator dazwischen ein Verbrennungselement

entstandene Stickoxyd sofort wieder in Stickstoff und Sauerstoff zerfallen würde. An Stelle dieses Verbrennungselementes werden auch Kontaktöfen verwendet, in denen auf groben Schamottebrocken eine Kontaktmasse aus Eisenoxyd und Wismutoxyd lagert (Abb. 84).

[276] **Die Salpetersäuregewinnung.** Das bei Berührung mit der Kontaktmasse entstandene farblose Stickoxyd NO muß durch sofort einsetzende Abkühlung am Zerfall verhindert werden. Bei der Abkühlung setzt es sich mit dem noch vorhandenen Sauerstoff zu rotbraunem Stickstoffdioxyd um:

$$\underset{\text{Stickoxyd (farblos)}}{2\,NO} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O_2} \rightarrow \underset{\text{Stickstoffdioxyd (rotbraun)}}{2\,NO_2\uparrow}$$

Das bei Berührung mit der Kontaktmasse sich bildende Stickoxyd wird sofort scharf abgekühlt, wobei es sich mit überschüssigem Sauerstoff zu Stickstoffdioxyd umsetzt:

$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2\uparrow$$

Das Stickstoffdioxyd strömt in Rieseltürme ein, in denen es durch Zufuhr von Luft und Wasser in eine 40–50 prozentige Salpetersäure übergeführt wird (Abb. 85):

$$\underset{\text{Stickstoffdioxyd}}{2\,NO_2} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} + \underset{\text{Sauerstoff}}{(O)} \rightarrow \underset{\text{Salpetersäure}}{2\,HNO_3}$$

In Rieseltürmen vereinigt sich dieses mit Luftsauerstoff und Wasser zu Salpetersäure:

$$2\,NO_2 + H_2O + (O) \rightarrow 2\,HNO_3$$

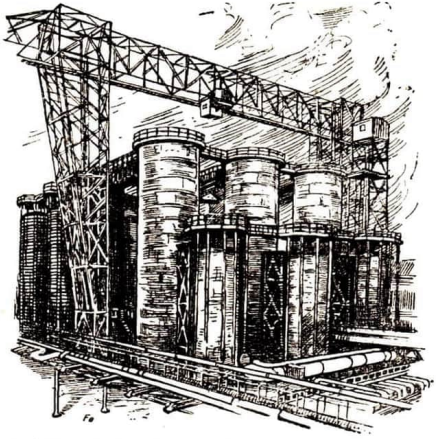


Abb. 85. Salpetersäuretürme (Absorptionstürme)

[277] **Die Herstellung von Ammoniumsulfat aus Ammoniak durch das Gips-Ammonsulfat-Verfahren.** Feingemahlener Gips wird mit Wasser zu einem Brei angerührt und mit Kohlendioxyd und Ammoniak zur Reaktion gebracht (Abb. 86):

Durch Einleiten von Kohlendioxyd und Ammoniak in Gipsbrei entsteht in der Hitze das häufigste Stickstoffdüngemittel Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$.

$$\underset{\text{Ammoniak}}{2\,NH_3} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} + \underset{\text{Kohlendioxyd}}{CO_2} \rightarrow \underset{\text{Ammoniumkarbonat}}{(NH_4)_2CO_3}$$

$$\underset{\text{Gips}}{Ca^{II}SO_4} + \underset{\text{Ammoniumkarbonat}}{(NH_4)^{I}{}_2CO_3} \rightarrow \underset{\text{Kalkschlamm}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{Ammoniumsulfat}}{(NH_4)_2SO_4}$$

Der Erzeugungsmenge nach steht das Ammoniumsulfat unter allen Ammoniumsalzen an erster Stelle und findet ausschließlich als Düngemittel Verwendung.

[278] **Die Stickstoffdüngemittel.** Ein beträchtlicher Teil der erzeugten Stickstoffverbindungen Ammoniak und Salpetersäure wird zur Herstellung von Düngemitteln weiterverarbeitet. Mannigfaltig sind die Wege, die zur Bildung der verschiedenen Stickstoffdünger

Die durch Bindung des Luftstickstoffes erzeugten Stickstoffverbindungen Ammoniak und Salpetersäure werden zu einem beträchtlichen

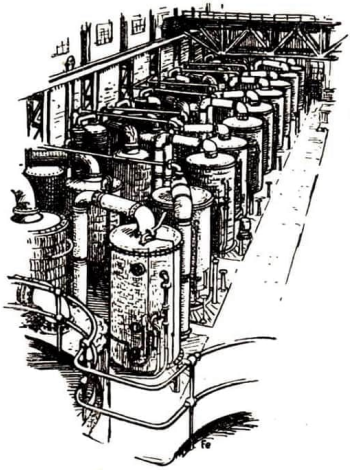


Abb. 86
Ammonsulfatfabrik

führen. Abbildung 90 gibt einen Überblick über die Möglichkeiten der Weiterverarbeitung.

Teile zu Stickstoffdünger weiterverarbeitet.

Groß sind die Berge der Düngesalze, die am Ende des Produktionsganges sich aufhäufen. Als wasserlösliche Salze müssen sie vor Feuchtigkeit geschützt werden. Riesige Lagerhallen (Silos) nehmen die Endprodukte auf. Hier häuft sich vor unseren Augen sichtbar der aus der Luft gebundene Stickstoff (Abb. 87).

[279] **Die Salpetersäuregewinnung aus der Luft.** In der atmosphärischen Luft stellt sich bei Temperaturen über 2500° in Bruchteilen einer Sekunde ein Gleichgewicht mit etwa 2,6% NO her: $N_2 + O_2 \rightleftarrows 2\,NO$. Wird das Reaktionsgemisch sofort auf Temperaturen unter 1000° abgekühlt, so bleibt das gebildete Stickoxyd erhalten. Wenn nicht abgekühlt wird, zerfällt NO wieder in seine Bestandteile.

Bei sehr hohen Temperaturen reagiert der Stickstoff der Luft mit dem Sauerstoff unter Bildung von Stickoxyd NO. Eine sofort einsetzende starke Abkühlung verhindert den Eintritt der Gegenreaktion, durch welche das gebildete Stickoxyd wieder in seine Bestandteile zerfällt. Diese Synthese, die bei elektrischen Entladungen in der Luft stattfindet, wird in

Auf dieser Reaktion begründeten die Norweger Birkeland und Eyde im Jahre 1903 die Luftstickstoffindustrie. Die großen Wasserkräfte Norwegens lieferten hierzu die notwendige Energie.

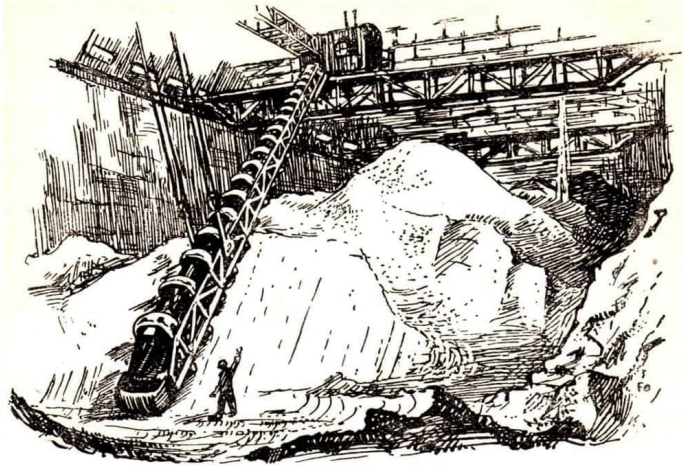


Abb 87. Düngemittelsilo mit riesigen Bergen von Düngesalzen

In einem schmalen, aufrechtstehenden Schamottegehäuse wird zwischen zwei wassergekühlten Kupferelektroden durch Wechselstrom von 5000 Volt ein Lichtbogen ausgespannt, der durch die Pole eines Elektromagneten zu einer das Gehäuse ausfüllenden Flammenscheibe von 1–1,5 m Durchmesser auseinandergezogen wird (Abb. 88). Durch diese „elektrische Sonne" wird 1–1,5 m^3 Luft in der Sekunde in wirbelnder Bewegung hindurchgeblasen, wobei Sauerstoff und Stickstoff sich zu Stickoxyd vereinigen. Durch schnelles Abschrecken auf <1000° wird NO vor dem Zerfall bewahrt. Es setzt sich in der Kälte mit Luftsauerstoff zu Stickstoffdioxyd NO_2 um und bildet mit Wasser die Salpetersäure HNO_3.

1907 führte Schönherr an Stelle der elektrischen Sonne einen stehenden Lichtbogen ein (Abb. 89). In einem aufrechten, langgestreckten Schamottegehäuse wird der Lichtbogen durch die spiralig aufsteigende Luft zu 5–7 m Länge ausgezogen. Beim Hindurchwirbeln der Luft vereinigen sich ebenfalls Stickstoff und Sauerstoff zu Stickoxyd. Die Ausbeute beider Verfahren beträgt etwa 2 Vol.%. Beide Verfahren sind an das Vorhanden-

der Hitze des elektrischen Lichtbogens auch fabrikmäßig durchgeführt. Zwischen den Polen eines Elektromagneten spannt man durch Wechselstrom von 5000 Volt im Birkeland-Eyde-Verfahren einen Lichtbogen aus und zieht diesen durch die Pole eines Elektromagneten zu einer elektrischen Sonne von 1 m ⌀ auseinander. Die atmosphärische Luft wird in wirbelnder Bewegung durch die elektrische Sonne hindurchgeführt, wobei sich Stickstoff und Sauerstoff zu Stickoxyd vereinigen. Durch sofortige Tiefkühlung wird das gebildete NO vor dem Zerfall bewahrt.

Das Schönherr-Verfahren ist nur eine Abwand-

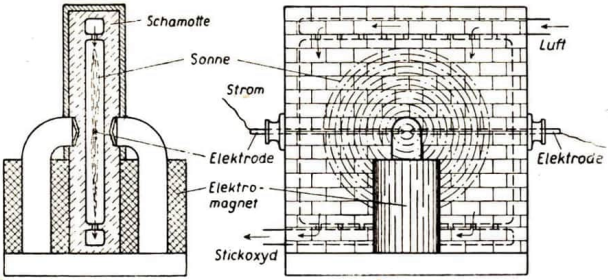


Abb. 88. Birkeland-Eyde-Ofen mit elektrischer Sonne

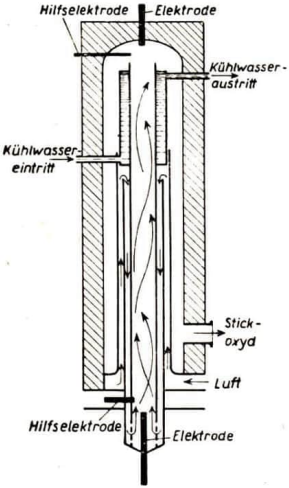


Abb. 89. Schönherr-Ofen

lung des Birkeland-Eyde-Verfahrens. In einem röhrenförmigen Schamottegehäuse wird ein Lichtbogen durch spiralig aufsteigende Luft zu einer Länge von 5 bis 7 m ausgezogen. In der Hitze des Lichtbogens vereinigen sich Stickstoff und Sauerstoff ebenfalls zu Stickoxyd.

Beim Birkeland-Eyde-Verfahren und beim Schönherr-Verfahren beträgt die Ausbeute an NO nur etwa 2%. Beide Verfahren verbrauchen riesige Mengen an elektrischer Energie und sind daher an das Vorhandensein billiger elektrischer Energie gebunden, wie sie nur Wasserkraftwerke liefern können. Wir finden beide Verfahren daher nicht in Deutschland, sondern nur in den Ländern mit großen Wasserkraftwerken, wie z. B. in Norwegen, in Tirol, in der Schweiz und in Frankreich.

sein billiger elektrischer Energie gebunden, so daß sie in Deutschland nicht betrieben werden konnten. Sie wurden in Norwegen, in Tirol, in der Schweiz und in Frankreich durchgeführt.

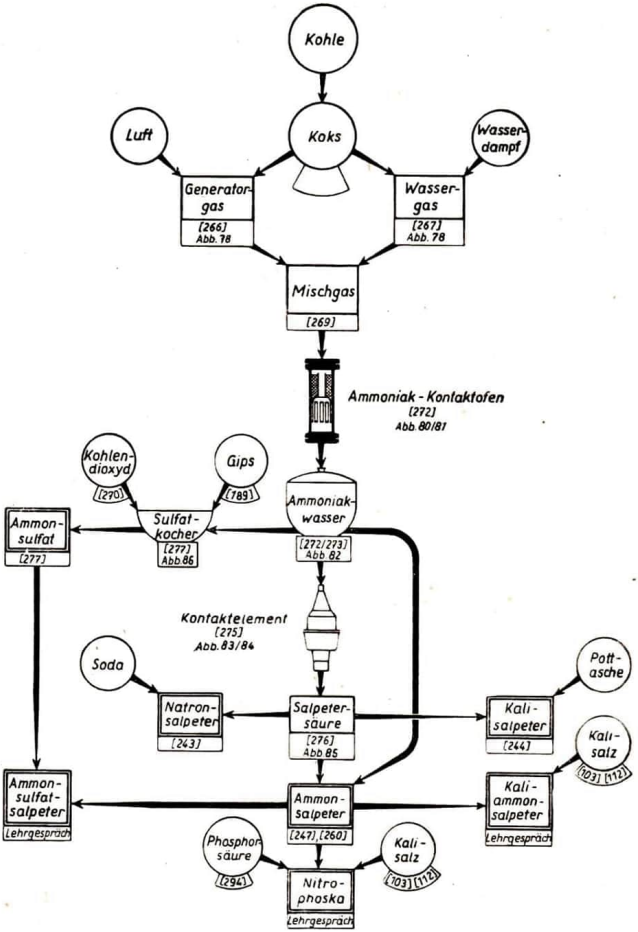


Abb. 90. Die Herstellung der Stickstoffdüngemittel

[280] Rückblick. Kohle, Wasser, Luft und Gips sind die Rohstoffe, von denen wir ausgingen. Sie zusammen ergaben die für die chemische Industrie und die Landwirtschaft gleich wichtigen Stickstoffverbindungen. Abb. 90 soll uns noch einmal den Gang dieser weitverzweigten Produktion vor Augen führen und uns einen knappen Rückblick auf die Werksbesichtigung geben, die wir im 34.–36. Kapitel durchführten.

Kohle, Wasser, Luft und Gips sind die Rohstoffe, die zur Herstellung der wichtigsten Stickstoffverbindungen gebraucht werden.

Wir haben die Bindung des Luftstickstoffes so ausführlich besprochen, weil sie für die moderne Chemie außerordentlich wichtig ist. Die *Ammoniaksynthese* als *erste großtechnisch durchgeführte Hochdruckkatalyse* gab den Anlaß zur Entwicklung vieler anderer Hochdruckkatalysen (z. B. der Benzinsynthese), die heute der chemischen Großindustrie das Gepräge geben.

Gleichzeitig soll uns diese Besprechung aber auch auf etwas anderes hinweisen. Die chemischen Vorgänge, die uns in den Lehrbriefen oft in Form einfacher Gleichungen dargeboten werden ($N + 3\,H \rightleftarrows NH_3$), können in der Praxis meist erst nach Überwindung zahlloser technischer und chemischer Schwierigkeiten in komplizierten Fabrikationsgängen ablaufen. Die auftauchenden Schwierigkeiten und Komplikationen sollen uns aber keinesfalls entmutigen und abschrecken. Sie machen ja gerade das Gebiet der chemischen Forschung so interessant und vielgestaltig, daß wir immer neue Anregungen aus ihm schöpfen können. Hier sind noch viele Zukunftsaufgaben zu lösen; hier können Sie noch aktiv mittun!

37. Kapitel: Der Phosphor

A. Lehrgang	B. Kurzfassung

[281] Die Bedeutung des Phophors für Pflanze und Tier. Wie der Stickstoff, so ist auch der Phosphor ein unentbehrlicher Bestandteil zum Aufbau des Pflanzen- und Tierkörpers. Er findet sich ebenso in einigen pflanzlichen wie auch tierischen Eiweißstoffen und Fetten und ist besonders im *Lezithin* enthalten, das beim Aufbau des Gehirns und der Nervensubstanz eine wichtige Rolle spielt. Auch die Knochen und Zähne der Wirbeltiere enthalten Phosphor; sie bestehen aus phosphorsaurem Kalk.

Der Phosphor ist wesentlicher Aufbaubestandteil des pflanzlichen und tierischen Körpers. Phosphorhaltige Substanzen sind u. a. die Knochen und Zähne und das Lezithin des Gehirns und der Nerven.

[282] **Das Element Phosphor.** Phosphor kommt in der Natur nur in seinen Verbindungen vor. Es ist ein Nichtmetall mit dem chemischen Zeichen P. Phosphor tritt, wie der Stickstoff, dreiwertig und fünfwertig auf: P^{III} und P^{V}.

Phosphor ist ein Nichtmetall; er ist drei- oder fünfwertig und kommt in der Natur nur in seinen Verbindungen vor.

[283] **Der gelbe Phosphor.** Am bekanntesten ist der gelbe Phosphor. Er kommt in Stangenform in den Handel und sieht in reinem Zustande wachsähnlich aus. Es sind aber keine kristallinen Stangen wie beim Ätznatron und Ätzkali; man gießt den leicht schmelzenden Phosphor in Stangenform, wobei er als ziemlich weiche Masse erstarrt.

Der gelbe Phosphor kommt meist in Stangenform in den Handel und sieht wachsähnlich aus.

[284] **Phosphor – ein gefährliches Gift.** Der gelbe Phosphor ist sehr giftig. Bereits $^1/_{10}$ g genügen, um einen Menschen zu töten. Daher ist der gelbe Phosphor im Handel nicht käuflich zu haben. Auch die Phosphordämpfe sind sehr giftig; längeres Einatmen von Phosphordämpfen führt zur Zerstörung der Kieferknochen und der Zähne. Bei unvorsichtigem Umgange mit Phosphor entstehen auf der Haut äußerst schwer heilende Brandwunden.

Wegen seiner Giftigkeit und Gefährlichkeit beim Experimentieren wollen wir keine Phosphorversuche durchführen, sondern die Eigenschaften des Phosphors nur theoretisch kennenlernen.

Gelber Phosphor ist ein gefährliches Gift. (Tödlich wirkende Dosis: bereits $^1/_{10}$ g!) Auch die Phosphorsäuredämpfe sind giftig. Auf der Haut erzeugt Phosphor sehr schwer heilende Brandwunden.

[285] **Die Oxydierbarkeit des gelben Phosphors.** Wenn wir gelben Phosphor der Vorratsflasche entnehmen und an der Luft liegen lassen, so beginnt er zu rauchen. Dabei ist im Dunkeln ein grünliches Leuchten wahrnehmbar. Gelber Phosphor oxydiert sehr leicht an der Luft und sendet dabei ein schwaches Licht aus. Nach dieser Eigenschaft hat der Phosphor seinen Namen erhalten; das griechische Wort phósphorus bedeutet „Lichtträger". Wegen seiner leichten Oxydierbarkeit müssen wir den Phosphor in der Vorratsflasche unter Wasser aufbewahren. (Die Leichtmetalle Kalium und Natrium hingegen werden unter Petroleum aufbewahrt und dadurch vor Oxydation geschützt [197]).

Gelber Phosphor oxydiert leicht an der Luft, wobei er raucht und ein grünliches Licht aussendet. Wegen seiner leichten Oxydierbarkeit wird er unter Wasser aufbewahrt.

[286] **Die Löslichkeit des gelben Phosphors.** Gelber Phosphor ist in Schwefelkohlenstoff CS_2 löslich, den wir schon als Lösungsmittel für Schwefel kennenlern-

Gelber Phosphor löst sich in Schwefelkohlenstoff.

ten [136]. Bringt man etwas Phosphorlösung auf ein Filtrierpapier und läßt dieses an der Luft liegen, so verdunstet zunächst der Schwefelkohlenstoff. Phosphor bleibt in feinster Verteilung zurück, beginnt zu rauchen und entzündet sich plötzlich von selbst; das Filtrierpapier brennt ab. Die bei der Oxydation entstandene Reaktionswärme hat sich bis zur Entzündungstemperatur des gelben Phosphors gesteigert, die 60° beträgt [52].

Die leichte Oxydierbarkeit führt zur Selbstentzündung, wenn sich der gelbe Phosphor in feinster Verteilung findet.

[287] **Phosphorpentoxyd.** Bei der Verbrennung des Phosphors bilden sich dichte, weiße Nebel. Wenn wir über brennenden Phosphor ein großes, trockenes Glas stülpen, entsteht in dem Glase ein Schneegestöber im kleinen. Der weiße Stoff, der sich zu Schneeflocken zusammenballt, ist ein Oxyd des Phosphors, das Phosphorpentoxyd[1]) [66].

Phosphor verbrennt an der Luft unter Bildung von weißen Nebeln, die aus Phosphorpentoxyd bestehen.

[288] **Die Formarten (Modifikationen) des Phosphors.** Erwärmen wir gelben Phosphor in einem Probierglas, dessen Mündung mit einem Wattepfropfen locker verstopft ist (also bei Luftabschluß), so schmilzt er zunächst bei 44°. Bei 60° beginnt er zu verbrennen, wobei sich das Glas mit den weißen Nebeln von Phosphorpentoxyd füllt. Nachdem der Sauerstoff der Luft im Prüfglas verbraucht ist, hört die Verbrennung auf. Der übrigbleibende flüssige Phosphor, der anfangs klar war, wird jetzt rot und trübe. *Der gelbe Phosphor geht in roten Phosphor über.* Auch der Phosphor bildet verschiedene Formarten (Modifikationen[2])) aus wie der Schwefel, den wir als gewöhnlichen gelben und als plastischen Schwefel kennengelernt haben [135].

Phosphor kommt in zwei Modifikationen vor, als gelber und als roter Phosphor. Beim Erhitzen unter Luftabschluß geht die gelbe Modifikation langsam in die rote über.

[289] **Beständige und unbeständige Modifikationen.** Der rote Phosphor entsteht aus dem gelben durch Erhitzen auf 250°. Der gelbe Phosphor ist die unbeständige Formart, der rote die beständige Modifikation des Phosphors, und zwar im gesamten Temperaturbereich bis zum Sieden des roten. Die Geschwindigkeit, mit der sich der gelbe Phosphor in den roten verwandelt, ist bei gewöhnlicher Temperatur unmeßbar klein; bei höheren Temperaturen wird die Geschwindigkeit der Umwandlung größer.

Der gelbe Phosphor ist die unbeständige, der rote Phosphor die beständige Form.
Aus Phosphordämpfen scheidet sich zunächst die unbeständige gelbe Modifikation aus, die dann beim Erwärmen in die beständige rote Form übergeht.

---

[1]) penta (griech.) = fünf.

[2]) modificatio (lat.) = Abmessung.

Wird roter Phosphor verdampft und der Dampf rasch abgekühlt, so verdichtet er sich zu durchsichtigen, ölähnlichen Tropfen von gelbem Phosphor. *So bildet sich bei Stoffumwandlungen irgendwelcher Art immer erst die unbeständigere Form aus, die dann, entsprechend den äußeren Bedingungen, in die beständigere Form übergeht.*

[290] **Die Eigenschaften des roten Phosphors.** Der rote Phosphor ist ein dunkelrotes Pulver. Er oxydiert nicht und raucht nicht an der Luft, kann also trocken aufbewahrt werden. Er leuchtet auch nicht und entzündet sich erst oberhalb 400°. In Schwefelkohlenstoff ist das Pulver unlöslich. Der rote Phospor ist nicht giftig und chemisch viel weniger aktiv als die gelbe Modifikation.

Der rote Phosphor ist ein dunkelrotes Pulver, das sich in CS_2 nicht löst. Er oxydiert nicht, raucht nicht an der Luft und leuchtet auch nicht. Er entzündet sich erst bei 400° und ist nicht giftig.

Roter Phosphor und gelber Phosphor haben ganz verschiedene physikalische Eigenschaften (Farbe, Löslichkeit usw.); auch die chemischen Eigenschaften beider Formarten sind verschieden. Trotzdem handelt es sich um ein und dasselbe Element Phosphor. Beide Modifikationen gehen beim Verbrennen in Phosphorpentoxyd über, das in Form weißer Nebel entweicht.

Roter und gelber Phosphor haben ganz verschiedene physikalische und chemische Eigenschaften. Trotzdem handelt es sich um Modifikationen eines und desselben Elementes, des Phosphors.

38. Kapitel: Die Phosphorverbindungen und die Verwendung des Phosphors

A. Lehrgang	B. Kurzfassung
[291] **Phosphorpentoxyd ist hygroskopisch.** Bringen wir Phosphorpentoxyd in Wasser, so löst es sich unter Zischen zu einer klaren Flüssigkeit. Phosphorpentoxyd ist sehr hygroskopisch und zieht mit großer Begierde unter starker Wärmeentwicklung Wasser an. Phosphorpentoxyd ist das wirksamste Trockenmittel, das uns zur Verfügung steht [183]. Liegt ein feuchter Körper neben Phosphorpentoxyd in einem abgeschlossenen Raume (Exsikkator; [183]), so wird er sehr rasch getrocknet. Auch feuchte Luft wird völlig getrocknet, wenn sie über Phosphorpentoxyd hinwegstreicht.	Phosphorpentoxyd ist stark hygroskopisch. Es ist das wirksamste Trokkenmittel, das wir besitzen.
[292] **Bildung der Phosphorsäure.** Prüfen wir die Lösung des Phosphorpentoxyds in Wasser mit Lack-	Phosphorpentoxyd ist ein Säureanhydrid; mit

muspapier, so stellen wir Rotfärbung fest. Es ist eine Säure, die Phosphorsäure, entstanden:

Wasser bildet es die Phosphorsäure H_3PO_4.

$$\underset{\text{Phosphor-pentoxyd}}{P_2O_5} + \underset{\text{Wasser}}{3\,H_2O} \rightarrow \underset{\text{Phosphor-säure}}{2\,H_3PO_4}$$

Phosphorpentoxyd ist also ein Säureanhydrid [155].

[293] Die Eigenschaften der Phosphorsäure. Die Phosphorsäure ist eine mittelstarke Säure. Sie ist sehr schwer flüchtig. Sie bildet wasserklare, harte Kristalle, die in Wasser äußerst leicht löslich sind. Mit Metallen bildet sie Salze, die *Phosphate*. Sowohl die Phosphorsäure als auch die Phosphate sind ungiftig. Die Phosphorsäure schmeckt angenehm sauer; man verwendet sie daher zur Säuerung von Limonaden und Bonbons an Stelle der teureren Zitronensäure oder Weinsäure.

Die Phosphorsäure gehört zu den mittelstarken Säuren; sie schmeckt angenehm sauer, ist schwer flüchtig und bildet mit Metallen die Phosphate. Phosphorsäure und Phosphate sind ungiftig.

[294] Die technische Gewinnung der Phosphorsäure. Die Phosphorsäure kommt in der Natur nur in ihren Salzen, den Phosphaten, vor, von denen das Kalziumphosphat $Ca_3(PO_4)_2$ das häufigste ist. Es ist in den Knochen und Zähnen der Wirbeltiere enthalten; mineralisch kommt es als Apatit und Phosphorit vor und ist ein wesentlicher Bestandteil des Guanos [262].

Das häufigste Salz der Phosphorsäure ist das Kalziumphosphat $Ca_3(PO_4)_2$.

Es findet sich als Apatit und Phosphorit, bildet einen wesentlichen Bestandteil der Knochen und Zähne und des Guanos.

Die Phosphorsäure wird durch Kochen von gemahlenem Kalziumphosphat mit Schwefelsäure gewonnen:

$$\underset{\text{Kalzium-phosphat}}{Ca_3(PO_4)_2} + \underset{\text{Schwefel-säure}}{3\,H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{Kalzium-sulfat}}{3\,CaSO_4} + \underset{\text{Phosphor-säure}}{2\,H_3PO_4}$$

Phosphorsäure wird aus Kalziumphosphat durch Umsetzung mit Schwefelsäure gewonnen. Reine Phosphorsäure erhält man durch Verbrennen von P an der Luft und Umsetzung des P_2O_5 mit Wasser.

Das wasserunlösliche Kalziumsulfat wird abfiltriert und die zurückbleibende Phosphorsäurelösung konzentriert.

Chemisch reine Phosphorsäure kann man durch Verbrennen von Phosphor an der Luft und Umsetzung des Phosphorpentoxyds mit Wasser gewinnen.

[295] Die Entwicklung des Zündholzes. Die wichtigste Verwendung findet der Phosphor in der Zündholzindustrie. Die Erzeugung des Feuers war in früheren Zeiten eine sehr umständliche Angelegenheit. Ungelöst ist die Frage, wie unsere Vorfahren das Feuer

Die wichtigste Verwendung findet der Phosphor in der Zündholzindustrie. Seit 1830 wird auch Phosphor zur Erzeugung des Feuers verwendet.

erzeugten. In unseren Breiten wird es kaum möglich gewesen sein, das Feuer durch Aneinanderreiben trokkener Hölzer zu entfachen, da in unserem Klima die Luft zu viel Feuchtigkeit enthält. Die Schwierigkeit der Feuerbereitung macht es verständlich, daß der Herd, an dem das kostbare Feuer gehütet wurde, als heilige Stätte galt.

Erst im späten Mittelalter ging man dazu über, durch Aufeinanderschlagen von Stahl und Feuerstein Funken zu schlagen, die auf Zunder fielen und diesen entzündeten. Anfang des vorigen Jahrhunderts begann man, nach chemischem Verfahren Feuer zu erzeugen, doch waren die Verfahren sehr unbequem und unzuverlässig und die Apparate zum Teil geradezu gefährlich. Seit 1830 wurde auch der Phosphor zur Erzeugung des Feuers herangezogen. Man tauchte Holzstäbchen in geschmolzenen Schwefel ein und befestigte an der Schwefelkuppe wenig weißen Phosphor. Diese Phosphorhölzchen ließen sich an jeder Reibfläche entzünden. Unglücksfälle und Vergiftungen führten aber bald zu einem Herstellungsverbot dieser gefährlichen Zündhölzer. An ihre Stelle traten seit 1848 die Sicherheitszündhölzer.

Zunächst enthielten die Zündhölzer weißen Phosphor an einer Schwefelkuppe und ließen sich an jeder Reibfläche entzünden. Wegen ihrer Gefährlichkeit und Giftigkeit wurde die Herstellung dieser Phosphorhölzchen verboten.

[296] **Die Sicherheitszündhölzer.** Die Sicherheitszündhölzer sind frei von Phosphor. Ihr Kopf besteht aus einem Zündgemisch sauerstoffreicher Verbindungen (Kaliumchlorat und andere Oxydationsmittel) und leicht brennbarer Metallsulfide. Sie entzünden sich nur an einer bestimmten Reibfläche, welche roten Phosphor enthält.

So ist der giftige weiße Phosphor völlig in Wegfall gekommen und der rote Phosphor räumlich von den Oxydationsmitteln getrennt, mit denen zusammen er explosive Gemenge bildet (Knallerbsen).

Beim Reiben der Kuppe an der Reibfläche entsteht Reibungswärme, die eine Spur Kaliumchlorat der Zündkuppe zersetzt. Hierbei wird Wärme frei, die zur Oxydation von rotem Phosphor der Reibfläche führt. Die erreichte Wärmesteigerung führt zur vollkommenen Spaltung des Kaliumchlorats, dessen Sauerstoff den Schwefel und die Schwefelverbindungen der Zündkuppe oxydiert. Die Oxydationswärme setzt endlich das mit Paraffin getränkte Holz in Brand. Meist sind die paraffingetränkten Hölzchen nachträglich mit

Die Zündkuppe der Sicherheitszündhölzer enthält ein Zündgemisch aus sauerstoffreichen Verbindungen und leicht brennenden Metallsulfiden. Die Reibfläche der Zündholzschachteln besteht aus rotem Phosphor.

Durch die Reibungswärme wird etwas $KClO_3$ zersetzt und etwas roter P oxydiert. Die entstehende Oxydationswärme führt zur Zersetzung der sauerstoffreichen Verbindungen in der Zündkuppe, wodurch die Metallsulfide in Brand gesetzt werden. Der Brand überträgt sich auf das paraffinierte Holz. Eine Imprägnierung mit Ammoniumverbindungen verhindert das Nachglimmen der Hölzchen.

Ammoniumphosphatlösung imprägniert, um ein Nachglimmen der Hölzchen zu verhindern.

Die Zündholzindustrie, die früher sehr gefährlich war und zu schweren Erkrankungen der Arbeiter führte (Giftigkeit des gelben Phosphors und der Phosphordämpfe!), wird jetzt voll automatisch betrieben und steht in vielen Ländern unter staatlicher Regie.

[297] Die natürlichen Vorkommen des Phosphors. Die wichtigste in der Natur vorkommende Phosphorverbindung ist das Kalziumphosphat, das wir als Mineral unter dem Namen *Phosphorit* in großen Lagern in Tunis und Algier, auf der amerikanischen Halbinsel Florida und auf der Südseeinsel Nauru finden; weniger umfangreiche Lager sind in der UdSSR. und in Spanien bekannt; in Deutschland haben wir geringe Vorkommen im Lahn- und Dillgebiet.

$Ca_3(PO_4)_2$ findet sich als Phosphorit vor allem in Tunis, Algier, Florida und auf Nauru, ferner in der UdSSR., in Spanien und in geringer Menge auch im Lahn- und Dillgebiet.

[298] Der Kreislauf des Phosphors in der Natur. Auch beim Phosphor zeigt sich ein Kreislauf in der Natur. In kleinsten Mengen sind unlösliche phosphor-

In mikroskopischen Einschlüssen finden sich phosphorsaure Salze (Apatit) in fast allen Tiefengesteinen der Erdrinde und gelangen bei der Verwitterung in den Ackerboden. Durch die Humussäuren des Bodens und die Kohlensäure der Bodenwässer werden sie in lösliche Phosphorsalze verwandelt, die von den Wurzeln der Pflanzen aufgenommen werden. Die Pflanze braucht Phosphor zum Aufbau bestimmter Eiweißverbindungen, die das Tier mit der Pflanzennahrung aufnimmt und zum Aufbau der Knochen, der Zähne und bestimmter Eiweiß- und Fettverbindungen (z. B. des Lezithins) braucht. Ein Teil des aufgenommenen Phosphors gelangt mit dem Urin in den Ackerboden zurück.

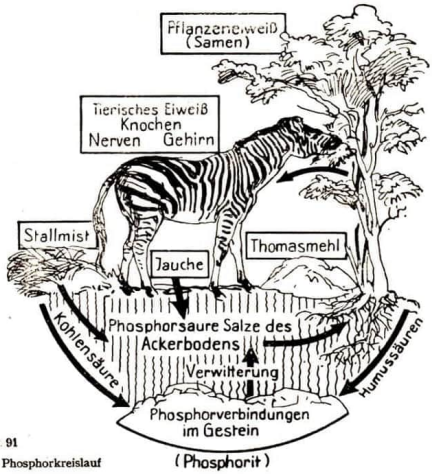


Abb. 91
Der Phosphorkreislauf

saure Salze (besonders Kalziumphosphat) in fast allen Tiefengesteinen enthalten (Apatiteinschlüsse) und gelangen durch die Verwitterung in den Ackerboden. Die in der Erde vorhandenen Humussäuren und die Kohlensäure des Wassers schließen diese unlöslichen Phosphorverbindungen auf, d. h. verwandeln sie in lösliche Phosphorsalze, die von den Wurzeln der Pflanzen aufgenommen werden (Abb. 91). Die Pflanze braucht den Phosphor zum Aufbau bestimmter Eiweißverbindungen (die sich z. B. in großer Menge in den Samen des Getreides und der Hülsenfrüchte finden). Das Tier nimmt den Phosphor mit dem pflanzlichen Eiweiß auf und benötigt ihn zum Aufbau der Knochen und Zähne sowie bestimmter Eiweiß- und Fettverbindungen, wie z. B. des Lezithins [281]; so beteiligt sich der Phosphor am Aufbau des Gehirns, des Rückenmarkes, der Nerven und des Blutes. Durch die Nieren wird ein Teil des Phosphors als Natriumphosphat mit dem Urin wieder ausgeschieden und gelangt mit der Jauche aufs Feld zurück. Auch der in [262b] besprochene Guano enthält Phosphorverbindungen. Da die Pflanzen dem Ackerboden dauernd Phosphorsalze entziehen und durch Verwitterung nicht genügend Phosphorverbindungen nachgeliefert werden, müssen diese durch künstliche Phosphordüngemittel ersetzt werden.

[299] Phosphordüngemittel. Natürliche phosphorhaltige Dünger sind der Stallmist und die Jauche, da der Harn des Menschen und der Tiere Phosphorverbindungen enthält. Als künstliches Phosphordüngemittel verwendet man den *Phosphorit*; er wird durch Einwirkung von Schwefelsäure in eine wasserlösliche Form übergeführt und gelangt in einer Mischung mit Kalziumsulfat als *Superphosphat* in den Handel. Außerdem verwendet man das *Thomasmehl* = gemahlene Thomasschlacke, die bei der Verhüttung phosphorhaltiger Eisenerze, besonders der lothringischen Minette, entsteht. Aus den Knochen der Schlachttiere wird das *Knochenmehl* als Düngemittel gewonnen, nachdem die Knochen vorher durch Auskochen unter Druck entleimt und außerdem entölt sind; das Knochenöl dient zur Herstellung von Glyzerin, Stearin und Seife. *Guano* ist ein phosphorhaltiger Mischdünger; dieser Vogelkot stellt ein Gemisch von Kalziumphosphat und harnsauren Salzen dar und geht bei der Verwitterung und Verwesung in Phosphorit über (Abb. 76 u. 77).

Natürliche Phosphordüngemittel sind der Stallmist und die Jauche.
Zur künstlichen Düngung dient der Phosphorit, der durch Aufschließen mit Schwefelsäure in wasserlösliche Phosphate übergeführt wird. Diese kommen, vermischt mit $CaSO_4$, als Superphosphat in den Handel. Bei der Verhüttung phosphorhaltiger Eisenerze entsteht als Nebenprodukt die Thomasschlakke, die gemahlen als Thomasmehl in den Handel kommt; dieses besteht im wesentlichen aus Kalziumphosphat. Weitere Phosphordünger sind das Knochenmehl und der Guano.

A. Lehrgang

B. Kurzfassung

[300] **Der Mineralbedarf der Pflanzen.** Die Pflanze braucht zu ihrem Gedeihen im wesentlichen dreizehn Elemente: C, H, O, N, S, P, K, Ca, Mg, Fe, Na, Si und Cl. Ihren Kohlenstoffbedarf deckt sie durch Aufnahme des Kohlendioxyds der Luft mit Hilfe ihrer Blätter. Die übrigen Elemente werden in Form wasserlöslicher Verbindungen durch die Wurzeln aus dem Boden aufgenommen. Da jede Ernte dem Acker beträchtliche Mengen Pflanzennährstoffe entreißt, müssen diese ersetzt werden, wenn der Boden nicht verarmen und zuletzt unfruchtbar werden soll. Solange der Landwirt die Erzeugnisse seiner Felder als Nahrungs- und Futtermittel in der eigenen Wirtschaft verbraucht, gelangt ein großer Teil der Nährstoffe mit dem Stallmist und dem Kompost wieder in den Boden zurück. Beim Verkauf der Feldfrüchte und des Viehs hingegen werden die Nährstoffe dem Acker dauernd entzogen und müssen durch künstliche Düngemittel ersetzt werden.

Außer dem Kohlenstoff entnimmt die Pflanze alle lebensnotwendigen Nährstoffe in wasserlöslicher Form dem Erdboden. In jedem Bauerngute findet ein Kreislauf der Stoffe statt, indem die Ernten durch Kompost- und Stallmistgaben wieder ausgeglichen werden. Bei einseitiger Störung dieses Kreislaufes ist außerdem künstliche Düngung erforderlich.

[301] **Die Mangelstoffe des Ackerbodens.** Durch Wachstumsversuche auf dem Felde (Abb. 92) wurde festgestellt, daß besonders Stickstoff, Kalium, Kalzium und Phosphor dem Ackerboden zugeführt werden müssen. Die übrigen Elemente stehen den Pflanzen überall in ausreichender Menge zur Verfügung. Fehlt

Stickstoff, Phosphor und Kalium sind die Mangelstoffe des Ackerbodens. Da der zu wenig vorhandene Nährstoff das Pflanzenwachstum begrenzt (Gesetz vom Minimum),

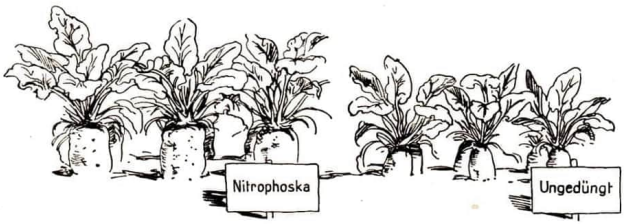


Abb. 92. Vergleichende Wachstumsversuche an einer Rübenkultur.
Die linke Kultur wurde mit Nitrophoska gedüngt, die rechte Kultur ist ungedüngt

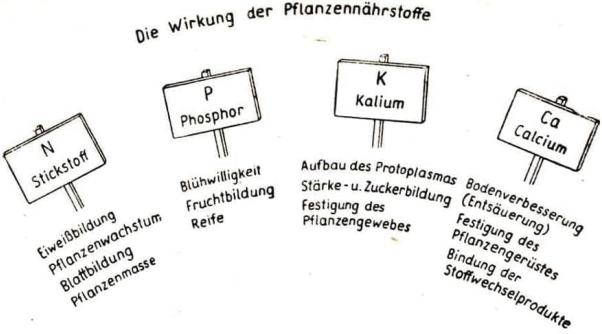


Abb. 93. Die wachstumsbegrenzenden Mangelstoffe des Ackerbodens

einer dieser vier Stoffe, so ist die Pflanze auch nicht in der Lage, aus den übrigen Nährstoffen Nutzen zu ziehen, denn es fehlt dann ein wesentliches Element zum Pflanzenaufbau (Abb. 93). Der zu wenig (im Minimum) vorhandene Nährstoff ist der begrenzende Faktor für das Pflanzenwachstum (Gesetz vom Minimum). Da Kalziumsalze (Kalk, Gips) meist im Boden vorhanden sind, stellen Stickstoff, Phosphor und Kalium die wachstumsbegrenzenden Mangelstoffe in der Landwirtschaft dar. Stickstoffdünger, Phosphordünger und Kalidünger müssen diesem Mangel abhelfen.

müssen diese drei Mangelstoffe durch künstliche Düngung dem Boden zugeführt werden.

[302] **Deutschland und der Stickstoffdünger.** Früher war Deutschland auf die Einfuhr von Chilesalpeter und den Verbrauch des in den Gaswerken als Nebenprodukt anfallenden Ammoniumsulfats als Stickstoffdünger angewiesen. Seit 1913 ist Deutschland in der Lage, seinen Bedarf an Stickstoffdünger durch die Ammoniaksynthese und die angegliederte Stickstoffindustrie voll zu befriedigen. Durch die Bindung des Luftstickstoffes wurde aus dem Stickstoffeinfuhrland von früher ein bedeutendes Ausfuhrland für Stickstoffverbindungen aller Art.

Früher stellte Deutschland nur Ammoniumsulfat als Nebenprodukt in den Gaswerken her; große Mengen von Chilesalpeter mußten eingeführt werden. Durch die erfolgreich durchgeführte Bindung des Luftstickstoffs entwickelte sich Deutschland von einem Einfuhrland zu einem Ausfuhrland für Stickstoffverbindungen. Als Stickstoffdünger dienen heute die Ammoniumsalze, Harnstoff, Kalkstickstoff, die Nitrate und Mischdünger.

Als Düngemittel dienen heute

a) die Ammoniumsalze (Ammoniumsulfat, Ammoniumnitrat und Ammoniumphosphat),

b) der Harnstoff,

c) der Kalkstickstoff,

d) die Salze der Salpetersäure (Natriumnitrat, Kaliumnitrat und Kalziumnitrat),

e) die stickstoffhaltigen Mischdünger (Ammonsulfatsalpeter, Nitrophoska, Hakaphos).

[303] Deutschland und der Phosphordünger. Die geringen Vorkommen von Phosphorit im Lahn- und Dillgebiet spielen für den großen deutschen Bedarf an Phosphordüngemitteln eine untergeordnete Rolle. Wichtiger ist die beim Verhütten phosphorhaltiger Eisenerze anfallende Thomasschlacke, die gemahlen als Thomasmehl in den Handel kommt. Der Anfall von Knochenmehl ist gering, da dieses auch als Futterkalk Verwendung findet (Knochenbildung der Haustiere). – Phosphorit und die phosphorhaltigen Eisenerze (lothringische Minette) werden zum größten Teil aus dem Auslande bezogen.

Phosphorit und die phosphorhaltigen Eisenerze werden zum größten Teil aus dem Ausland eingeführt. Deutschland ist in bezug auf die Phosphordüngemittel völlig auf die Einfuhr angewiesen.

[304] Deutschland und der Kalidünger. Deutschland verfügt über einen großen Reichtum an Kalidünger in den mitteldeutschen Steinsalzlagern ([103] und [112]). Meist werden die Kalisalze nach ihrer Förderung in Kalifabriken zu hochprozentigem Kaliumchlorid umgearbeitet, ehe sie zum Versand kommen. Deutschland ist wichtiges Kaliausfuhrland.

Deutschland ist wichtiges Kaliausfuhrland. Es verfügt über einen großen Reichtum an Kalisalzen in den mitteldeutschen Steinsalzlagern.

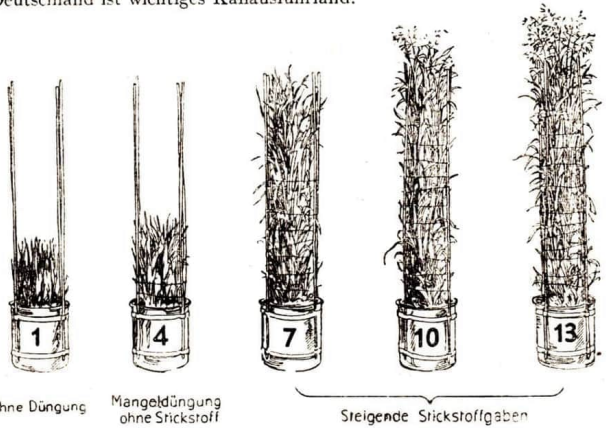


Abb. 94. Reihenversuche an Hafer in einer Landwirtschaftlichen Versuchsanstalt. In „Wasserkulturen" wird die Wirkungsweise der verschiedenen Düngemittel festgestellt

Abb. 95. Justus von Liebig

[305] Justus von Liebig. Durch die künstliche Düngung ist es gelungen, die Hektarerträge unserer Landwirtschaft wesentlich zu steigern (Abb. 92 und 94). So wurden in den stark bevölkerten Ländern der Erde trotz räumlicher Beschränkung neue Lebensmöglichkeiten für viele Tausende geschaffen.

Es ist das Verdienst des deutschen Chemikers *Justus von Liebig* (Abb. 95), den Bedarf der Pflanzen an Nährstoffen wissenschaftlich untersucht und die Möglichkeiten der künstlichen Düngung durch groß angelegte Zuchtversuche erforscht zu haben. Wir bezeichnen ihn daher als den *Begründer der modernen Agrikulturchemie*[1]). Durch eine Reihe volkstümlicher Schriften wies er die Landwirtschaft zuerst auf die Notwendigkeit des Gebrauches künstlicher Düngemittel hin.

Justus von Liebig wurde 1803 als Sohn eines Drogisten in Darmstadt geboren, studierte in Bonn und Erlangen Chemie und wurde 1824 als Professor nach Gießen berufen; später folgte er einem Rufe nach München. Er ist einer der vielseitigsten und hervorragendsten chemischen Forscher und Lehrer. Er begründete die experimentelle Schulchemie und legte das erste Unter-

Justus von Liebig erforschte den Bedarf der Pflanzen an Nährstoffen und stellte durch Vergleichsversuche die Wirkung der künstlichen Düngemittel fest.
Er ist der Begründer der modernen Agrikulturchemie.

Liebigs bahnbrechende Tätigkeit erstreckte sich bald auf alle Zweige der Chemie. Gleichbedeutend als Forscher, Lehrer und Organisator hat er auf den verschiedensten Gebieten der Chemie Bedeutendes zum Wohle der Menschen geleistet. Er lebte von 1803 bis 1873.

[1]) agricultura (lat.) = Landwirtschaft.

richtslaboratorium in Gießen an. Durch seine Untersuchungen über die Phosphate begründete er die Agrikulturchemie. Physiologisch betätigte er sich auf dem Gebiete der Nahrungsmittelchemie (Liebigs Fleischextrakt, Liebigs Kindernahrung). Zahlreiche bedeutende Forscher gingen aus seiner Schule hervor. Er starb 1873.

40. Kapitel: Arsen

A. Lehrgang	B. Kurzfassung
[306] **Vorkommen des Arsens.** In [179] besprachen wir die Verhüttung der sulfidischen Erze und stellten fest, daß sie unter Luftzutritt abgeröstet werden, wobei die Metallsulfide zu Metalloxyd und Schwefeldioxyd oxydiert werden. Das Schwefeldioxyd verläßt den Röstofen als Röstgas und wird zur Schwefelsäureherstellung verwendet. Vor seiner Weiterverarbeitung wird es durch zahlreiche Flugstaubkammern geführt, in denen sich unter Aschenbestandteilen auch Giftmehl absetzt, das sich bei der Untersuchung als As_2O_3 = Arsentrioxyd erweist. Wie kommt dieses Arsen in das Röstgut?	Mit Schwefel bildet das Arsen Sulfide (Realgar, Auripigment). Die Arsensulfide kommen mit den Metallsulfiden vergesellschaftet vor. Außerdem finden wir zahlreiche Mischverbindungen, die Metall-Arsenid-Sulfide. Daher setzen die schwefeldioxydhaltigen Röstgase beim Abrösten sulfidischer Erze in den Flugstaubkammern das „Giftmehl" ab, das aus Arsentrioxyd besteht.
Das Arsen bildet wie viele unserer Gebrauchsmetalle Schwefelverbindungen, die Arsensulfide, von denen die bekanntesten der Realgar und das Auripigment sind. Bei Besprechung der Sulfide ([169] bis [175] und Lehrgespräch) fiel uns auf, daß die Sulfide meist nicht als Einzelverbindungen in gesonderten Lagerstätten auftreten, sondern mit anderen Sulfiden vergesellschaftet sind. Das gleiche trifft für die Arsensulfide zu. Sie sind Begleiter vieler sulfidischer Erze und bilden mit ihnen häufig gemischte Verbindungen, die man als „Arsenid-Sulfide" bezeichnen muß. So findet man den Arsenkies = Giftkies FeAsS, den Glanzkobalt CoAsS und den Arsennickelkies NiAsS. In diesen Erzen ersetzt das Arsen also einen Teil des Schwefels. Die aus solchen Verbindungen dargestellten Metalle enthalten ebenso wie die aus dem Röstgas SO_2 gewonnene Schwefelsäure häufig geringe Mengen von Arsen.	
[307] **Die Gewinnung des Arsens.** Wollen wir Arsen technisch gewinnen, so erhitzen wir Arsenkies	Technisch gewinnen wir das Arsen durch Erhit-

unter Luftabschluß in liegenden Tonröhren. Das Arsen sublimiert und wird in kalten Vorlagen aufgefangen:

zen von Arsenkies unter Luftabschluß, wobei Arsen sublimiert, oder durch Reduktion von Arsentrioxyd mit Kohlenstoff.

$$\underset{\text{Arsenkies}}{FeAsS} \longrightarrow \underset{\text{Eisensulfid}}{FeS} + \underset{\text{Arsen}}{As}$$

Auch aus dem beim Röstprozeß anfallenden Giftmehl, dem Arsentrioxyd As_2O_3, läßt sich Arsen gewinnen, wenn man es mit Kohlenstoff als Reduktionsmittel erhitzt. Man erhält dann metallisches Arsen.

$$\underset{\text{Arsentrioxyd}}{2\,As_2O_3} + \underset{\text{Kohlenstoff}}{3\,C} \longrightarrow \underset{\text{Arsen}}{4\,As} + \underset{\text{Kohlendioxyd}}{3\,CO_2\uparrow}$$

[308] Die physikalischen Eigenschaften des Arsens. Die beständige Form des Arsens hat metallisches Aussehen. Es ist eine stahlgraue, kristalline, metallglänzende Masse, die den elektrischen Strom leitet. So scheint das Arsen auf den ersten Blick ein Metall zu sein. Schütten wir aber das Arsen in einen Mörser und reiben es mit dem Pistill (Tafel 1, o), so läßt es sich leicht pulverisieren, denn es ist sehr spröde. Hieran erkennen wir schon den nichtmetallischen Charakter des Arsens, denn Metalle sind duktil, Nichtmetalle hingegen spröde ([18] und [30]).

Metallisches Arsen bildet eine stahlgraue, kristalline, metallglänzende Masse, die den elektrischen Strom leitet (metallische Eigenschaften), die aber spröde ist (Nichtmetallcharakter).

[309] Die chemischen Eigenschaften des Arsens. Arsen tritt in zwei Wertigkeitsstufen auf; es ist dreiwertig und fünfwertig. In seinen Wertigkeiten gleicht es also völlig dem Stickstoff und dem Phosphor. Entsprechend diesen Wertigkeiten bildet es zwei Oxyde, das Arsentrioxyd As_2O_3 und das Arsenpentoxyd As_2O_5. Beide Oxyde sind Säureanhydride [155].

Arsen tritt drei- und fünfwertig auf. Mit Sauerstoff bildet es Arsentrioxyd As_2O_3 und Arsenpentoxyd As_2O_5. Beide Oxydformen sind Säureanhydride und bilden mit Wasser Säuren: die arsenige Säure H_3AsO_3 und die Arsensäure H_3AsO_4. Ihre Salze sind die Arsenite und die Arsenate.

Arsentrioxyd = *Arsenik* As_2O_3 ist in Wasser mäßig löslich; die entstehende Lösung rötet blaues Lackmuspapier schwach, ist also eine schwache Säure:

$$\underset{\text{Arsentrioxyd}}{As_2O_3} + \underset{\text{Wasser}}{3\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{arsenige Säure}}{2\,H_3AsO_3}$$

Die schwache *arsenige Säure* H_3AsO_3 ist in freiem Zustande nicht bekannt; man kennt aber ihre Salze, die *Arsenite*. Dampft man die Lösung der arsenigen Säure ein, so erhält man nicht arsenige Säure, sondern ihr Anhydrid, das Arsentrioxyd.

Arsenpentoxyd As_2O_5 ist ebenfalls ein Säureanhydrid:

$$\underset{\text{Arsenpentoxyd}}{As_2O_5} + \underset{\text{Wasser}}{3\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{Arsensäure}}{2\,H_3AsO_4}$$

Die *Arsensäure* H_3AsO_4 ist eine mittelstarke Säure, die etwas schwächer als die Phosphorsäure ist; ihre Salze sind die *Arsenate*. Die Säurebildung der beiden Oxydstufen des Arsens zeigt deutlich den nichtmetallischen Charakter des Elementes an.

Gegenüber starken Säuren (HCl) kann sich das Arsentrioxyd auch als schwache Base verhalten:

$$\underset{\text{Arsentrioxyd}}{As_2O_3} + \underset{\text{Salzsäure}}{6\,HCl} \rightleftarrows \underset{\text{Arsenchlorid}}{2\,AsCl_3} + \underset{\text{Wasser}}{3\,H_2O}$$

Arsentrioxyd verhält sich in diesem Falle wie ein Metall.

Abschließend können wir also sagen, daß beim Arsen im physikalischen Verhalten die metallischen Wesenszüge überwiegen (Metallglanz, Stromleitung; dagegen nichtmetallische Sprödigkeit), während Arsen in seinem chemischen Verhalten ein Nichtmetall ist (Bildung einer Wasserstoffverbindung; die Oxyde sind Säureanhydride), bei dem nur gegenüber ausgesprochen starken Säuren ganz schwach basische Eigenschaften anklingen.

Wenngleich das physikalische Verhalten des Arsens metallische Züge aufweist, ist Arsen in chemischer Hinsicht ein Nichtmetall (Bildung einer Wasserstoffverbindung; säurebildende Oxyde).

[310] Arsenwasserstoff. Wenn Wasserstoff im Entstehungszustand (z. B. durch Entwicklung aus Zink und Schwefelsäure; [78]) auf lösliche Arsenverbindungen einwirkt, bildet sich Arsenwasserstoff AsH_3. Er entspricht dem Phosphorwasserstoff PH_3 und dem Ammoniak NH_3 und zeigt den nichtmetallischen Charakter des Arsens an. Arsenwasserstoff ist ein farbloses Gas, das unangenehm knoblauchartig riecht und außerordentlich giftig ist. Beim Erhitzen spaltet er sich in seine beiden Bestandteile und verbrennt bei Anwesenheit von Luft mit hellblauer Flamme zu Wasser und Arsentrioxyd:

Arsenwasserstoff bildet sich bei Einwirkung von Wasserstoff im Entstehungszustand auf lösliche Arsenverbindungen. Arsenwasserstoff ist ein farbloses Gas von knoblauchartigem Geruch, das sehr giftig ist.

$$\underset{\text{Arsenwasserstoff}}{2\,AsH_3} + \underset{\text{Sauerstoff}}{3\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{Arsentrioxyd}}{As_2O_3} + \underset{\text{Wasser}}{3\,H_2O}$$

[311] Das giftige Arsen. Arsen und alle seine Verbindungen sind sehr stark giftig. Ganz besonders giftig wirken die löslichen Arsenverbindungen und die gas-

Arsen und alle Arsenverbindungen sind starke Gifte, doch kann sich der

förmigen Arsenverbindungen auf den Menschen ein. Arsentrioxyd oder Arsenik kann schon in Mengen von 0,1 g tödlich wirken. Der Mensch kann sich aber durch regelmäßigen Genuß kleinster Mengen und allmähliche Steigerung der Dosen an das Gift gewöhnen und zuletzt selbst Mengen bis zu 0,5 g auf einmal ohne Schaden genießen (Arsenikesser).

Mensch durch regelmäßigen Genuß an steigende Dosen dieser Gifte gewöhnen.

Arsenik wird vielfach medizinisch und kosmetisch angewendet. Der Zahnarzt nutzt die Giftwirkung zum Abtöten von Zahnnerven aus. Arsenikesser gewöhnen sich an allmählich steigende Mengen zur Erzielung größerer Ausdauer bei Anstrengungen. Da Arsenverbindungen den Eiweiß- und Fettansatz unter der Haut günstig beeinflussen, finden sie sich in kosmetischen Präparaten und Schönheitssalben, die durch Ausbildung eines Fettpolsters im Unterhautbindegewebe Glättung der Haut und Beseitigung der Runzeln anstreben. Es treten aber meist nach längerem gewohnheitsmäßigen Genuß und Gebrauch der Arsenpräparate plötzlich einsetzende, auffällig starke Verfallserscheinungen auf.

Arsenik dient zum Abtöten von Zahnnerven; es wird medizinisch und kosmetisch angewendet.

Arsenikpräparate verwendet man zum Vertilgen von Mäusen, Ratten und Fliegen, zum Konservieren von Häuten und Fellen und ebenso zur Bekämpfung der Pflanzenschädlinge. Hierzu dient besonders eine andere Arsenverbindung, das Schweinfurter Grün, das eine Verbindung von Kupferazetat und Kupferarsenit ist. In ihr vereinigen sich die giftigen Eigenschaften der Kupferverbindungen mit den giftigen Eigenschaften der Arsenverbindungen. Das Schweinfurter Grün wird als Aufschlämmung zum Spritzen von Obstbäumen als Fraßgift gegen Raupen und Maden verwendet, oder es erfolgt Bestäubung der Kulturen mit dem trocknen Pulver. Gelegentlich wird es auch als Staub vom Flugzeug aus über Wäldern ausgestreut, deren Bestand durch die Nonne und andere Forstschädlinge bedroht ist.

Es dient zur Vertilgung von Mäusen, Ratten und Fliegen. Arsenverbindungen werden in der Land- und Forstwirtschaft zur Bekämpfung von Pflanzenschädlingen angewendet (Schweinfurter Grün).

34. Kapitel: Die Bindung des Luftstickstoffes

Die Ammoniaksynthese ist das wichtigste Verfahren der technischen Bindung des Luftstickstoffes. Sie wurde wissenschaftlich von *Haber* erarbeitet und von *Bosch* 1913 technisch durchgeführt. Bei hohem Druck und hoher Temperatur vereinigen sich Wasserstoff und Stickstoff unter Mitwirkung von Katalysatoren zu Ammoniak.

a) Vorbereitende Prozesse zur Herstellung der Ausgangsprodukte

1. *Generatorgas* wird in Generatoröfen bei Luftdurchtritt durch weißglühende Koksmasse gewonnen. Es ist ein Gemisch von Kohlenmonoxyd und Stickstoff. Die Reaktion verläuft exotherm; es wird Wärme frei.
2. *Wassergas* entsteht, wenn in Generatoröfen Wasserdampf durch weißglühende Koksmassen hindurchgeblasen wird. Es ist ein Gemisch von Wasserstoff und Kohlenmonoxyd. Die Reaktion verläuft endotherm; es wird Wärme verbraucht.

   In beiden Prozessen wird glühender Koks als Reduktionsmittel verwendet.
3. Beide Verfahren werden in der Praxis kombiniert, wobei ein Wärmeausgleich erzielt und Energie eingespart wird (exotherme und endotherme Reaktion ergänzen sich). Durch glühenden Koks werden gleichzeitig Luft und Wasserdampf hindurchgeblasen. Es bildet sich ein *Mischgas*, das aus Stickstoff, Wasserstoff, Kohlenmonoxyd und aus geringen Mengen Kohlendioxyd und Schwefelwasserstoff besteht.
4. *Entschwefelung des Mischgases* in Gasreinigern. Der Schwefelwasserstoff (= Kontaktgift) wird durch Aktivkohle *adsorbiert* und dem Gasgemisch entzogen.
5. *Oxydation des Kohlenmonoxyds.* Auch Kohlenmonoxyd ist ein Kontaktgift. In *Wasserstoffkontaktöfen* wird es durch Wasserdampf zu Kohlendioxyd oxydiert, wobei gleichzeitig Wasserstoff entsteht.
6. *Entfernung des Kohlendioxyds,* das sich in Waschtürmen unter Druck in Wasser löst.
7. Reinigung des Gasgemisches von letzten Spuren von Kohlenmonoxyd.

35. Kapitel: Die Bindung des Luftstickstoffes

b) Die Hochdruckkatalyse des Ammoniaks

Alle vorbereitenden Prozesse müssen so gesteuert sein, daß das Reingas ein Gemisch von Stickstoff und Wasserstoff im Verhältnis 1 : 3 ist. Mit 200 at Druck gelangt es in den *Ammoniakkontaktofen* durch ein System von Wärme-

austauschröhren, in denen es durch die Heißgase vorgewärmt wird. Bei 500° vollzieht sich die Ammoniaksynthese unter Mitwirkung von Katalysatoren. Die entstehenden Heißgase, die 11% Ammoniak enthalten, werden in den Wärmeaustauschern und in Wasserkühlern abgekühlt. Nach Entfernung des Ammoniaks werden die Restgase dem Kontaktofen wieder zugeleitet.

36. Kapitel: Die Bindung des Luftstickstoffes

c) Salpetersäuregewinnung aus Ammoniak – Stickstoffdüngemittel

Nach dem *Ostwaldverfahren* wird Ammoniak mit überschüssiger Luft katalytisch zu Stickstoff verbrannt. Hierbei strömen Luft und Ammoniak mit großer Geschwindigkeit bei 600° in die Verbrennungselemente, in denen die katalytische Oxydation stattfindet. Durch scharfe Abkühlung wird das gebildete Stickoxyd vor dem Zerfall bewahrt. Es vereinigt sich mit Luftsauerstoff zu Stickstoffdioxyd und dieses mit Wasser zu Salpetersäure.

Ammoniak und Salpetersäure werden in großen Mengen zu Stickstoffdüngemitteln verarbeitet. Eines der wichtigsten Verfahren hierzu ist das *Gips-Ammonsulfatverfahren.*

Gips wird mit Wasser zu Brei angerührt und mit Kohlendioxyd und Ammoniak zusammengebracht. Das gebildete Ammoniumsulfat ist der am häufigsten angewendete Stickstoffdünger.

37. Kapitel: Der Phosphor

Phosphor kommt in der Natur nur in Verbindungen vor. Er gehört zu den Nichtmetallen und hat das chemische Zeichen P. Er tritt dreiwertig und fünfwertig auf. Phosphor bildet zwei Modifikationen aus, den gelben und den roten Phosphor.

Der gelbe Phosphor sieht wachsähnlich aus; er ist chemisch sehr aktiv und wird unter Wasser aufbewahrt. An der Luft oxydiert er rasch, wobei er raucht und ein grünliches Licht aussendet. In feiner Verteilung entzündet er sich von selbst. Gelber Phosphor ist löslich in Schwefelkohlenstoff; er ist äußerst giftig. Seine Entzündungstemperatur beträgt 60°. Als unbeständige Modifikation des Phosphors geht er bei höherer Temperatur in die rote Modifikation über.

Der rote Phosphor ist ein rotes Pulver. Er oxydiert nicht an der Luft und wird daher trocken aufbewahrt. Er raucht nicht, entzündet sich nicht von selbst und sendet auch kein Licht aus. Er ist in Schwefelkohlenstoff unlöslich, ist nicht giftig und entzündet sich erst über 400°. Er ist chemisch viel weniger aktiv als der gelbe Phosphor.

Phosphor verbrennt an der Luft zu *Phosphorpentoxyd* P_2O_5. Dieses ist sehr hygroskopisch und ist das wirksamste Trockenmittel, über das der Chemiker verfügt. Phosphorpentoxyd vereinigt sich als Säureanhydrid mit Wasser unter Bildung von *Phosphorsäure* H_3PO_4.

Die Phosphorsäure ist eine mittelstarke Säure von angenehm saurem Geschmack. Sie ist schwer flüchtig und bildet mit Metallen Salze, die *Phosphate*, von denen das häufigste das *Kalziumphosphat* $Ca_3(PO_4)_2$ ist. Die Phosphorsäure und die Phosphate sind ungiftig.

Technisch wird die Phosphorsäure durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Phosphorit (Kalziumphosphat) gewonnen.

Die wichtigste Verwendung findet Phosphor in der Zündholzindustrie. Die *Sicherheitszündhölzer* enthalten in der Kuppe ein Zündgemisch aus sauerstoffreichen Verbindungen und leicht brennenden Metallsulfiden. Die Reibfläche der Zündholzschachteln enthält roten Phosphor. Beim Reiben des Holzes an der Reibfläche leitet die Reibungswärme Oxydationsprozesse ein, die schließlich zur völligen Spaltung der Sauerstoffverbindungen führen. Der entstehende Sauerstoff oxydiert die Metallsulfide, die den Brand auf das paraffinierte Holz übertragen. Phosphor findet sich in der Natur als *Phosphorit* in Algier, Tunis und Florida, ferner in den UdSSR., in Spanien und auf Nauru.

Der Phosphor bildet einen *Kreislauf* in der Natur. Kleinste Mengen von Phosphaten finden sich in fast allen Tiefengesteinen eingesprengt und gelangen durch die Verwitterung der Gesteine in den Ackerboden. Dort werden sie durch Humussäuren und Kohlensäure in wasserlösliche Verbindungen übergeführt und von den Pflanzen aufgenommen. Diese brauchen den Phosphor zum Aufbau bestimmter Eiweiß- und Fettverbindungen, die den Tieren als Nahrung dienen. Phosphorverbindungen sind beim Tiere am Aufbau der Knochen, des Gehirns und der Nerven, der Muskulatur und des Blutes beteiligt. Ein Teil des aufgenommenen Phosphors gelangt im Urin in den Ackerboden zurück.

39. Kapitel: Der Mineralbedarf der Pflanzen und die künstliche Düngung

Die Pflanze nimmt nur den Kohlenstoff mit Hilfe ihrer Blätter als Kohlendioxyd aus der Luft auf. Alle übrigen Nährstoffe entnimmt sie in wasserlöslicher Form dem Erdboden. Bei einseitiger Störung des Stoffkreislaufes durch Abtransport des Viehs und der Feldfrüchte in die Industriezentren muß der Landwirt zu einer zusätzlichen künstlichen Düngung übergehen, wenn der Boden nicht an Pflanzennährstoffen verarmen soll. Als *Mangelstoffe* des Erdbodens sind *Stickstoff, Phosphor und Kalium die begrenzenden Faktoren des Pflanzenwachstums* (*Gesetz vom Minimum*). Sie müssen durch künstliche Düngung dem Ackerboden zugeführt werden. Deutschland ist durch die Bindung des Luftstickstoffes vom Einfuhrland zum Stickstoffausfuhrland geworden;

auch Kali wird in großen Mengen von Deutschland ausgeführt. In bezug auf die Phosphordüngemittel ist Deutschland völlig auf die Einfuhr aus dem Auslande angewiesen. Als Stickstoffdüngemittel dienen die Ammoniumsalze, der Harnstoff, der Kalkstickstoff, die Nitrate und die stickstoffhaltigen Mischdünger. Als Phosphordünger finden Verwendung Superphosphat (ein Gemisch von wasserlöslichem Kalziumphosphat und Kalziumsulfat), das Thomasmehl (= gemahlene Thomasschlacke; Rückstand bei der Verhüttung phosphorhaltiger Eisenerze, z. B. der lothringischen Minette); das Knochenmehl und der Guano (= Vogelkot; ein Gemisch von Kalziumphosphat mit harnsauren Salzen).

Justus von Liebig erforschte den Mineralbedarf der Pflanzen und untersuchte den Einfluß der künstlichen Düngemittel auf das Pflanzenwachstum. Als erster wies er in volkstümlichen Schriften die Landwirtschaft auf die Notwendigkeit der künstlichen Düngung hin. Durch seine bahnbrechenden Untersuchungen gelang es, die Hektarerträge der Landwirtschaft wesentlich zu steigern. Er ist *der Begründer der modernen Agrikulturchemie.*

40. Kapitel: Arsen

Arsensulfide kommen in der Natur vergesellschaftet mit den Metallsulfiden vor. Aus ihnen wird Arsen beim Erhitzen unter Luftabschluß durch Sublimation gewonnen. Metallisches Arsen wird auch durch Reduktion des Arsentrioxyds dargestellt.

Arsen tritt drei- und fünfwertig auf. Mit Sauerstoff bildet es Arsentrioxyd As_2O_3 und Arsenpentoxyd As_2O_5. Beide Oxydationsstufen sind Säureanhydride. Sie bilden mit Wasser arsenige Säure H_3AsO_3 und Arsensäure H_3AsO_4 aus, deren Salze als Arsenite bzw. Arsenate bekannt sind.

Arsen wird chemisch durch den säurebildenden Charakter seiner Oxyde und die Bildung von Arsenwasserstoff AsH_3 als Nichtmetall ausgewiesen, wenngleich es in seinem physikalischen Verhalten auch metallische Eigenschaften zeigt (Metallglanz, Stromleitung).

Arsen und alle Arsenverbindungen sind starke Gifte und dienen zur Vertilgung von Ratten, Mäusen und Fliegen und zur Schädlingsbekämpfung in der Land- und Forstwirtschaft (Schweinfurter Grün).

Best.-Nr. 16330/8
Lizenz Nr. 334
1000/48-II 184

Verfaßt von einer Autoren-Arbeitsgemeinschaft der Gewerkschaft der Lehrer und Erzieher im FDGB. Leipzig - Schriftleitung: Albert Först, Leipzig - Satz: Offizin Haag-Drugulin in Leipzig (M 103) - Druck: Bonneß & Hachfeld, Potsdam (Req.8) A 53