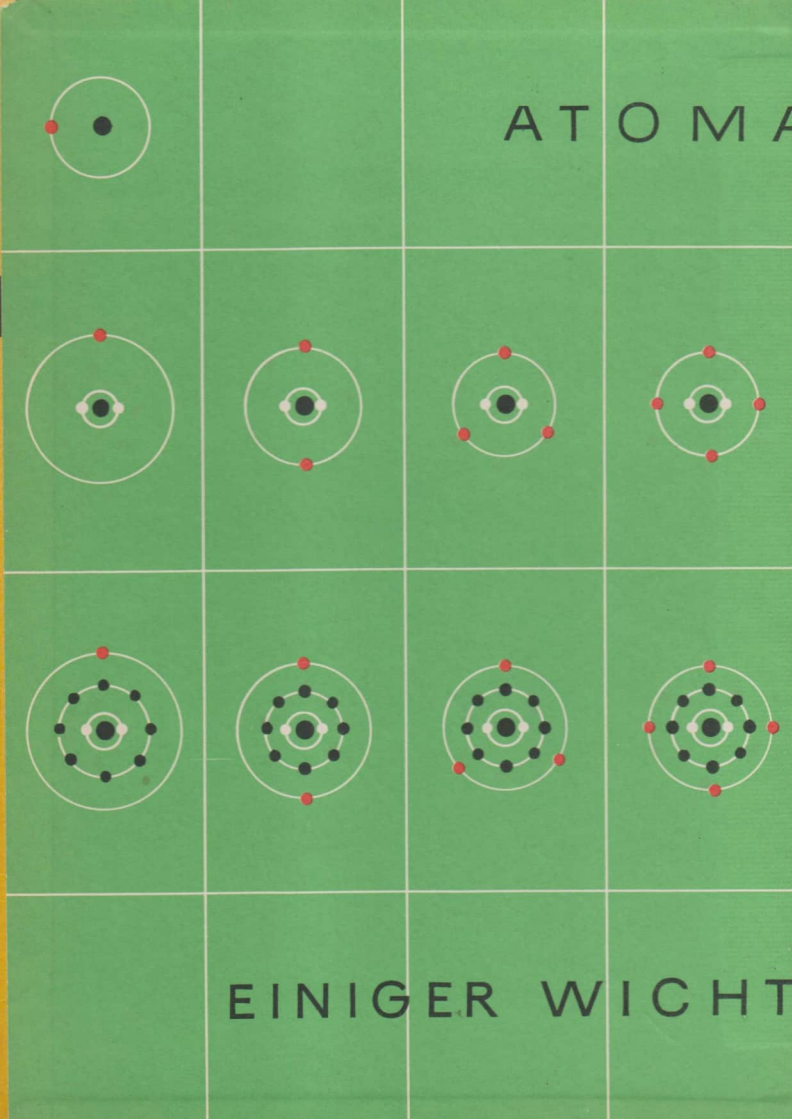
TEIL 2



Anorganische CHEMIE


ATOMA
EINIGER WICHT

UFBAU







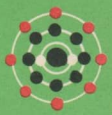












GER ELEMENTE

ANORGANISCHE CHEMIE

TEIL 2

EIN LEHRBUCH FÜR DIE 9. KLASSE DER OBERSCHULE

Ausgabe 1960

VOLK UND WISSEN VOLKSEIGENER VERLAG BERLIN
1961

Die Manuskripte für dieses Lehrbuch verfaßten
Prof. Dr. Werner Renneberg, Dr. Horst Möhle, Dr. Charlotte Heyer,
Adolf Neuhäuser und Bruno Janke

Das Lehrbuch wurde nach Vorschlägen von Lehrern und Werktätigen
aus volkseigenen Betrieben bearbeitet von
Wolfgang Eisenhuth, Kurt Pittelkau und Hans Thomassen

Zweite, durchgesehene Auflage
Redaktionsschluß: 20. November 1960
Einband: Günther Klaus

ES 11 H · Bestell-Nr. 03 916 · 2 · 2,60 DM · Lizenz Nr. 203 · 1000/60 (DN)
Satz: LVZ-Druckerei „Hermann Duncker", Leipzig, III/18/138
Druck: VEB Druckhaus „Maxim Gorki" Altenburg D IV/1/8

INHALT

1. Kapitel: **Periodensystem der Elemente**

Elementengruppen 5
Entwicklung und Aufbau des Periodensystems der Elemente 9
Hauptgruppen 13
Einige Gesetzmäßigkeiten im Periodensystem der Elemente 17
Voraussagen neuer Elemente durch D. I. MENDELEJEW und ihre spätere Entdeckung 21
Bedeutung des Periodensystems der Elemente 23
D. I. MENDELEJEW 23
Wiederholungsfragen und Aufgaben 24

2. Kapitel: **Atombau**

Historische Entwicklung 26
Das RUTHERFORD-BOHRsche Atommodell 27
Atombau und Periodensystem der Elemente 33
Ionenbildung 35
Beispiele der chemischen Bindung 36
Chemische Eigenschaften und Bau der Elektronenhülle 39
Wiederholungsfragen und Aufgaben 40

3. Kapitel: **Stickstoffgruppe**

Atombau und Wertigkeit 42
Stickstoff 43
Ammoniak 46
Ammoniumverbindungen 58
Stickstoffoxyde und Salpetersäure 61
Nitrate 68
Stickstoffdüngemittel 69
Die Stickstoffindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik ... 73
Phosphor 77
Phosphor(V)-oxyd und Phosphorsäure 79
Phosphate 80
Phosphatdüngemittel 81
Die Phosphatdüngemittelindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik 83
Arsen, Antimon und Wismut 84
Gruppeneigenschaften 85
Wiederholungsfragen und Aufgaben 85

4. Kapitel: **Chalkogene**

Atombau und Wertigkeit 87
Schwefel 88
Sulfide 92
Schwefelwasserstoff 92
Sulfidische Erze 98
Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd 99
Herstellung der Schwefelsäure 102
Eigenschaften der Schwefelsäure 112
Die Schwefelsäureindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik 113
Sulfate 116
Selen und Tellur 120
Gruppeneigenschaften 121
Wiederholungsfragen und Aufgaben 122

5. Kapitel: **Chemie und Ackerboden**

Historische Entwicklung 124
Dünger 126
Kalkdüngemittel 126
Kalidüngemittel 132
Stickstoffdüngemittel 136
Phosphatdüngemittel 139
Mehrnährstoffdünger und Düngermischungen 141
Lagerung der Handelsdünger 144
Die Anwendung von Handelsdünger in der Deutschen Demokratischen Republik 144
Wiederholungsfragen und Aufgaben 147

Zusammenfassung des Jahresstoffes

Elemente und Verbindungen 148
Grundbegriffe und Grundgesetze 149
Nachweisreaktionen 150
Mineralien 150
Wichtige chemisch-technische Verfahren 151
Wichtige Industrieprodukte 153
Wichtige Betriebe der Deutschen Demokratischen Republik 154

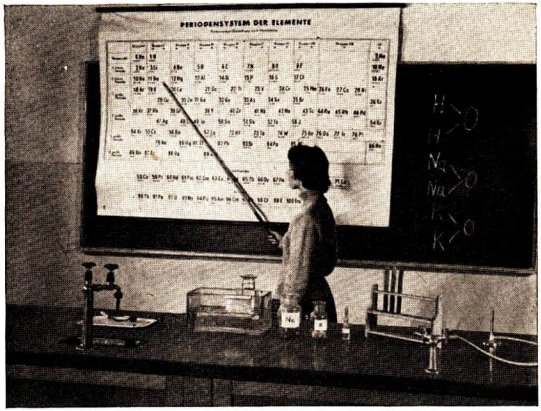
Schülerversuche 156

Chemische Elemente 164

Sach- und Namenregister 165



Versuche, die mit diesem Gefahrenhinweis gekennzeichnet sind, müssen mit besonderer Vorsicht durchgeführt werden!



Untersuchung von Ähnlichkeiten zwischen chemischen Elementen

Die Chemiker begannen im 19. Jahrhundert mit dem Ordnen der bis dahin bekannten chemischen Elemente. Dabei waren die Arbeiten des großen russischen Gelehrten DMITRIJ IWANOWITSCH MENDELEJEW besonders erfolgreich. Er entdeckte ein Naturgesetz, das die Grundlage für die natürliche Anordnung der Elemente darstellt und entwickelte das Periodensystem der Elemente. Dieses Naturgesetz werden wir kennenlernen.

1. KAPITEL

Periodensystem der Elemente

Elementengruppen

1. Halogene. Die Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod sind sich in ihren Eigenschaften und ihrem chemischen Verhalten ähnlich. Sie bilden deshalb die Gruppe der Halogene.

Eine allen Halogenen gemeinsame Eigenschaft ist beispielsweise die Reaktion mit Wasserstoff. Sie führt zu Wasserstoffverbindungen, die farblos, hygroskopisch und in Wasser löslich sind. Halogenwasserstoffe dissoziieren in Wasser, und es entstehen Säuren, wie zum Beispiel die Salzsäure.

Stellen Sie die chemischen Gleichungen für die Bildung und Dissoziation der Halogenwasserstoffe auf!

Die Umsetzung der Halogene mit Metallen zu Metallhalogeniden und die Eigenschaften dieser Verbindungen deuten auch auf die Zusammengehörigkeit der Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod zu einer Gruppe hin.

Nennen Sie einige weitere Beispiele für den Gruppencharakter der Halogene!

Die Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod haben ähnliche Eigenschaften. Sie werden deshalb zur Gruppe der Halogene zusammengefaßt.

2. Alkalimetalle. Neben den Halogenen gibt es noch weitere Elemente mit ähnlichen Eigenschaften, zu denen die uns bekannten sehr unedlen Metalle Natrium und Kalium gehören. Wir wollen beide Elemente genauer untersuchen und miteinander vergleichen.

Versuch 1: *Je ein Stück Natrium und Kalium werden auf ein Blatt Filtrierpapier gelegt und abgetrocknet. Wir zerschneiden die Metalle mit einem Messer. Beobachten Sie die Schnittflächen!*

Natrium und Kalium sind weiche Metalle. An den Schnittflächen haben diese Elemente metallischen, silberweißen Glanz. Er verblaßt bald, da sich die Metalle an der Luft schnell mit Sauerstoff verbinden. Vorräte werden deshalb unter Paraffinöl oder Petroleum aufbewahrt, um sie von der Luft abzuschließen.

Versuch 2: *Ein sehr kleines, sorgfältig entrindetes Stück Natrium werfen wir mit Hilfe einer Pinzette in eine pneumatische Wanne, die zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist. Die Öffnung der Wanne verschließen wir mit einem Drahtnetz. Der Versuch wird dann mit Kalium in einer anderen pneumatischen Wanne wiederholt.*
Was beobachten Sie?
Die entstandenen Lösungen werden mit rotem Lackmuspapier oder mit Phenolphthaleinlösung geprüft.
Welcher Farbumschlag tritt ein? Was schließen Sie daraus?

Vorsicht! Natrium und Kalium können bei Reaktionen mit Wasser explosionsartig verspritzen! Schutzbrille und Schutzscheibe benutzen!

Natrium und Kalium haben großes Bindungsbestreben zu Sauerstoff und reduzieren daher Wasser zu Wasserstoff. Wir können das Gas bei der Reaktion von Natrium mit Wasser mit Hilfe eines langen, brennenden Holzspans anzünden. Wir beobachten dann eine gelbe Flammenfärbung, die durch mitgerissene Teilchen von Natrium oder Natriumverbindungen hervorgerufen wird. Beim Kalium verläuft die Reaktion so heftig, daß sich der entweichende Wasserstoff von selbst entzündet. Wir beobachten dabei eine violett gefärbte Flamme.

Die Reaktionen von Natrium und Kalium mit Wasser verlaufen unter Wärmeabgabe. Die Wärme bewirkt, daß die Metalle auf der Wasseroberfläche zu Kugeln zusammenschmelzen.

Die entstandenen Lösungen sind Basen:

$$2\,Na + 2\,H_2O \rightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$$
$$2\,K + 2\,H_2O \rightarrow 2\,KOH + H_2\uparrow.$$

Wie bei den Metallen selbst beobachten wir auch bei den Verbindungen des Natriums und Kaliums gleichartiges Verhalten. Natriumhydroxyd (Ätznatron) und Kaliumhydroxyd (Ätzkali) ähneln sich in ihren Eigenschaften. Sie sind feste, weiße, hygroskopische Stoffe. Natrium- und Kaliumhydroxyd lösen sich in Wasser und bilden die ätzende Natron- beziehungsweise Kalilauge.

Die Salze des Natriums und Kaliums mit gleichem Säurerest haben auch ähnliche Eigenschaften.

Stellen Sie die Formeln entsprechender Salze einander gegenüber!

Wir untersuchen das Verhalten von Natrium- und Kaliumsalzen in der nichtleuchtenden Gasflamme.

Versuch 3: *In die nichtleuchtende Gasflamme bringen wir mit Hilfe ausgeglühter Magnesiastäbchen nacheinander kleine Mengen Natriumsulfat, Natriumchlorid, Kaliumsulfat und Kaliumchlorid.*
Vergleichen Sie mit der Flammenfärbung bei Versuch 2!

Die beobachtete Flammenfärbung ist eine charakteristische Eigenschaft der Elemente Natrium und Kalium und deren Verbindungen; sie hängt nicht von den in den Salzen enthaltenen Säureresten ab.

Die Elemente Natrium und Kalium haben ähnliche Eigenschaften. Kalium ist reaktionsfähiger als Natrium.

Wir lernen nun einige weitere Metalle kennen, die in ihren Eigenschaften dem Natrium und Kalium ähneln. Dazu gehört das **Lithium Li.** Es muß auch unter Luftabschluß aufbewahrt werden. Sein Bindungsbestreben zu Sauerstoff ist aber geringer als das von Natrium und Kalium. An frischen Schnittflächen des Metalls bleibt der silberweiße Glanz länger als bei diesen zwei Elementen erhalten. Lithium reduziert ebenfalls Wasser, ist dabei aber weniger reaktionsfähig als Natrium. Die entwickelte Wärme reicht auch nicht zum Schmelzen des Metalls aus. Lithium ist in seinen Verbindungen einwertig.

Den Elementen Lithium, Natrium und Kalium ähneln zwei weitere, sehr seltene Metalle, **Rubidium Rb** und **Cäsium Cs.** Beide Elemente sind einwertig. Sie haben starkes Bindungsbestreben zu Sauerstoff, entzünden sich schon bei normaler Temperatur an der Luft und reduzieren Wasser explosionsartig. Dabei bilden sich ebenfalls Basen.

Stellen Sie dafür die chemischen Gleichungen auf! Vergleichen Sie die Reaktionsfähigkeit von Rubidium und Cäsium mit der von Natrium und Kalium!

Die Elemente Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium und Cäsium haben mehrere übereinstimmende Eigenschaften. Sie sind alle einwertig, reduzieren kaltes Wasser, bilden Basen und besitzen großes Bindungsbestreben zu Sauerstoff. Wir können die Elemente deshalb zu der Elementengruppe **Alkalimetalle** zusammenfassen. Die genannten Eigenschaften werden als **Gruppeneigenschaften** bezeichnet. Wie bei den Halogenen treten auch bei den Alkalimetallen Abstufungen auf. Lithium besitzt zum Beispiel das kleinste Bindungsbestreben zu Sauerstoff, Cäsium das größte. Dazwischen lassen sich die übrigen Elemente in der Reihenfolge Natrium, Kalium, Rubidium einordnen. In Tabelle 1 sind einige chemische und physikalische Eigenschaften der Alkalimetalle zusammengestellt. Wir erkennen, daß diese Eigenschaften sich mit steigendem Atomgewicht gesetzmäßig ändern.

Tabelle 1. Alkalimetalle

Element	Atomgewicht	Dichte (g/cm³)	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkt (°C)	Bindungsbestreben zu Sauerstoff	Wertigkeit
Lithium	6,9	0,53	180	1372	zunehmend	1
Natrium	23	0,97	97,7	883		1
Kalium	39,1	0,86	63,4	776		1
Rubidium	85,5	1,53	39	696		1
Cäsium	132,9	1,90	28,5	708		1

Die Elemente Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium und Cäsium haben gemeinsame Eigenschaften. Sie bilden die Gruppe der Alkalimetalle. Innerhalb dieser Gruppe ändern sich die meisten Eigenschaften der Elemente gesetzmäßig mit zunehmendem Atomgewicht.

3. Edelgase. Gegen Ende des 19. Jahrhunderts stellte man fest, daß die Dichte des aus der Luft gewonnenen Gases, das als Stickstoff angesehen wurde, 0,006 g/cm³ größer ist als die von Stickstoff, der aus Verbindungen dargestellt wird. Diese genauen Messungen führten zur Entdeckung des Elementes **Argon**[1]) **Ar.** Argon ist farblos und gasförmig. In 1 m³ Luft sind rund 9,3 l Argon enthalten. Es erwies sich bei allen Untersuchungen als sehr reaktionsträge. Unter gewöhnlichen Bedingungen bildet es keine chemischen Verbindungen und hat die Wertigkeit Null. Im Gegensatz zu den gasförmigen Elementen Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff und Chlor tritt Argon einatomig auf.

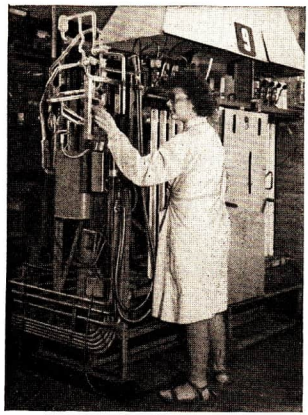


Abb. 1 Füllen von Leuchtstofflampen mit Argon im VEB Berliner Glühlampen-Werk

Argon wird in der Deutschen Demokratischen Republik im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" gewonnen und kommt in Stahlflaschen in den Handel. Es dient als Füllgas für Glüh- und Leuchtstofflampen (Abb. 1). Argon findet ferner beim Elektroschweißen von Metallen Verwendung. Es verhindert die Oxydation der sich bildenden Schweißnaht.

In den Jahren 1895 bis 1898 entdeckte man weitere Gase, die dem Argon ähnliche Eigenschaften haben. Es sind die Elemente **Helium He, Neon Ne, Krypton Kr** und **Xenon Xe**[2]), die in der Luft in noch wesentlich geringeren Mengen als

[1]) argos (griechisch) = träge

[2]) Die Namen sind aus dem Griechischen abgeleitet: helios = Sonne; neos = neu; kryptos = verborgen; xenos = fremd.

das Argon vorkommen. Sie werden zusammen mit dem Argon in der Elementengruppe der **Edelgase** zusammengefaßt.

Nennen Sie die Gruppeneigenschaften der Edelgase!

Wir können auch bei den Edelgasen mit steigendem Atomgewicht gesetzmäßige Abstufungen einiger physikalischer Eigenschaften feststellen. Tabelle 2 gibt dafür ein Beispiel.

Tabelle 2. Edelgase

Element	Atomgewicht	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkt (°C)
Helium	4,0	−272	−269
Neon	20,2	−249	−246
Argon	39,9	−189	−186
Krypton	83,8	−157	−153
Xenon	131,3	−112	−108

Verflüssigtes Helium wird benutzt, um Untersuchungen von Stoffen bei tiefen Temperaturen durchzuführen. Die Elemente Neon, Krypton und Xenon werden als Füllgase für Glühlampen und Leuchtröhren verwendet.

Die Elemente Helium, Neon, Argon, Krypton und Xenon bilden die Elementengruppe der Edelgase.

4. Andere Elementengruppen. Wir haben ferner die Metalle Magnesium und Calcium kennengelernt, die auch mehrere gemeinsame Eigenschaften haben. Beide Elemente gehören einer Elementengruppe an, auf die wir später näher eingehen. Die Elemente dieser Gruppe werden **Erdalkalimetalle** genannt.

Stellen Sie Ähnlichkeiten und Unterschiede bei den Elementen Magnesium und Calcium zusammen! Vergleichen Sie einige ihrer Verbindungen!

Zwischen Kohlenstoff und Silicium haben wir ebenfalls gesetzmäßige Zusammenhänge erkannt. Wir werden auch diese Elemente später zusammen mit einigen anderen in eine Elementengruppe einordnen.

Stellen Sie Übereinstimmungen und Unterschiede bei den Elementen Kohlenstoff und Silicium zusammen (Wertigkeit, Oxyde, Säuren, Salze)!

Eine Elementengruppe umfaßt Elemente mit ähnlichen Eigenschaften. Die gemeinsamen Eigenschaften werden als Gruppeneigenschaften bezeichnet. Innerhalb einer Elementengruppe stufen sich die meisten Eigenschaften mit zunehmendem Atomgewicht gesetzmäßig ab.

Entwicklung und Aufbau des Periodensystems der Elemente

1. Historische Entwicklung. Wir haben von den gegenwärtig etwa 100 bekannten Elementen einige in Elementengruppen zusammengefaßt. Wir untersuchen nun, ob sich alle Elemente zu derartigen Gruppen ordnen lassen und ob Beziehungen zwischen den einzelnen Elementengruppen bestehen.

Ähnliche Fragen beschäftigten die Chemiker bereits in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts. Bis dahin war bereits eine große Anzahl chemischer Verbindungen bekannt. Es erschien zunächst notwendig, diese nach bestimmten Grundsätzen zu ordnen. So wurden zum Beispiel schon früh die Gruppen der Säuren, Basen und Salze unterschieden. Mit der Entwicklung der Chemie wuchs auch die Anzahl der bekannten Elemente. Ihre Eigenschaften wurden immer genauer studiert. Dadurch entstand die Möglichkeit, nach Beziehungen zwischen den bekannten Elementen zu suchen und sie zu ordnen.



Abb. 2 JOHANN WOLFGANG DÖBEREINER

Einer der ersten derartigen Versuche wurde von JOHANN WOLFGANG DÖBEREINER (Abb. 2) unternommen, der von 1810 bis 1849 an der Universität Jena als Professor für Chemie tätig war. Er fand, daß bei einigen Elementen die chemischen Eigenschaften weitgehend übereinstimmten. Zwischen den Atomgewichten dieser Elemente erkannte er Beziehungen.

Jeweils drei Elemente faßte DÖBEREINER zu einer Gruppe zusammen, die er **Triade** nannte. Solche Triaden sind zum Beispiel:

Chlor	Lithium
Brom	Natrium
Jod	Kalium.

In ihnen ergibt sich das Atomgewicht des mittleren Elementes etwa als das arithmetische Mittel aus den Atomgewichten der beiden Nachbarelemente. DÖBEREINER berechnete zum Beispiel das damals noch unbekannte Atomgewicht von Brom. Die beiden Nachbarelemente sind Chlor und Jod. Für sie waren die abgerundeten Atomgewichte 35 beziehungsweise 127 bekannt. Das Atomgewicht von Brom konnte damit wie folgt berechnet werden:

$$\frac{35 + 127}{2} = 81.$$

Vergleichen Sie diesen Wert mit dem heute bekannten Atomgewicht! Bestimmen Sie in ähnlicher Weise das Atomgewicht von Natrium, und vergleichen Sie! Benutzen Sie dabei Tabelle 29 (Seite 164)!

Die Triadenlehre war ein beachtenswerter Anfang beim Ordnen der Elemente, denn sie erfaßte bereits einige natürliche Beziehungen, die zwischen Grundstoffen bestehen. Es konnten aber nicht alle bekannten Elemente in Triaden zusammengefaßt werden, und so suchten die Chemiker nach weiteren Ordnungsprinzipien. Bei diesen Versuchen spielte das Atomgewicht zunächst eine entscheidende Rolle.

1865 ordnete der englische Chemiker JOHN A. R. NEWLANDS die damals bekannten Elemente nach steigendem Atomgewicht und fand, daß das achte Element dem ersten chemisch ähnlich ist. Die folgende Elementenreihe gibt uns dafür ein Beispiel:

Element	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	...
Atomgewicht ...	23	24	27	28	31	32	35	39	...

Diese Regelmäßigkeit tritt aber in NEWLANDS System nicht überall auf, da er damals unentdeckte Elemente nicht berücksichtigte. In der Anordnung NEWLANDS ist die Annahme enthalten, daß keine anderen chemischen Elemente entdeckt werden. Seine Anordnung konnte sich daher bei der weiteren Entwicklung der Chemie nicht bewähren. Die Arbeiten NEWLANDS sind aber insofern ein Fortschritt gegenüber der Triadenlehre von DÖBEREINER, als sie alle bekannten Elemente erfaßten.

Außer DÖBEREINER und NEWLANDS beschäftigten sich auch andere Chemiker damit, die Elemente zu ordnen. Die einen versuchten, die Beziehungen, die zwischen einigen Elementen schon gefunden worden waren, auf die übrigen Elemente auszudehnen. Andere wieder wollten von vornherein mathematische Gesetzmäßigkeiten aufstellen. Aber alle diese Versuche liefen meist nur auf ein bloßes Probieren hinaus. Sie erwiesen sich als unzweckmäßig.

2. Das Gesetz der Periodizität. Die wirkliche Lösung des Problems, die Elemente in einem System zu ordnen, bestand in der Entdeckung eines neuen Naturgesetzes. Sie gelang dem großen russischen Chemiker DMITRIJ IWANOWITSCH MENDELEJEW im Jahre 1869. Wir wollen das von ihm entdeckte Gesetz ableiten, indem wir im wesentlichen seinen Gedankengängen folgen.

MENDELEJEW prüfte, ob die Eigenschaften der Elemente von meßbaren Größen abhängen. Als meßbare Größen der Elemente waren damals Atomgewicht und Wertigkeit bekannt. Er ordnete die Elemente nach steigendem Atomgewicht und berücksichtigte dabei die wesentlichen chemischen und physikalischen Eigenschaften.

Wir wollen nach diesen Gesichtspunkten die Anordnung der Elemente mit dem Alkalimetall Lithium beginnen.

Schreiben Sie dieses und die folgenden Elemente in der angegebenen Reihenfolge auf, und vermerken Sie bei jedem das zugehörige Atomgewicht! Verwenden Sie hierbei Tabelle 29 (Seite 164)!

Nach dem Element Lithium folgt **Beryllium Be.** Beryllium ist ein stahlgraues, hartes Leichtmetall, das in vielen Eigenschaften dem Magnesium und Calcium ähnelt. Wie diese Metalle ist es zweiwertig.

Als nächstes Element muß **Bor B** berücksichtigt werden. Reines kristallisiertes Bor ist von schwärzlichgrauer Farbe. In vielen Eigenschaften ähnelt das Bor dem Aluminium, wie dieses ist es dreiwertig.

Es folgen dann die uns bekannten Elemente Kohlenstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor und Neon.

Das Element mit dem nächstgrößeren Atomgewicht ist Natrium, das wie Lithium ein Alkalimetall ist. Neben dem steigenden Atomgewicht berücksichtigen wir nun die Ähnlichkeit und schreiben Elemente mit gemeinsamen Eigenschaften untereinander. Wir brechen deshalb unsere Reihe mit Neon ab und setzen Natrium unter Lithium. Nun wird Magnesium unter Beryllium und Aluminium unter Bor angeordnet. Vom Silicium sind uns die Zusammenhänge mit dem darüber stehenden Kohlenstoff bekannt. Das Element Phosphor ist in vielen chemischen Eigenschaften dem Stickstoff ähnlich. Das gleiche gilt für Schwefel in bezug auf Sauerstoff. Wir werden das später nachweisen. Nun folgt als ein weiteres Halogen das Element Chlor.

Das Element mit dem nächsthöheren Atomgewicht 39,1, Kalium, ähnelt jedoch dem Edelgas Neon in keiner Weise. Dagegen ist das übernächste Element, Argon (Atomgewicht 39,9), ein Edelgas. Daher ist es nötig, Kalium und Argon nicht nach steigendem Atomgewicht einzuordnen, sondern auszutauschen, so daß Argon unter Neon steht.

Wir brechen die Reihe abermals ab und stellen Kalium unter Natrium. Nun kommt Calcium unter das in seinen Eigenschaften ihm ähnelnde Magnesium. Die übrigen Elemente mit größerem Atomgewicht wollen wir zunächst nicht berücksichtigen.

Wir ordnen noch Wasserstoff und Helium ein. Helium ist ein Edelgas. Deshalb stellen wir es über das Neon. Wasserstoff verhält sich bei der Elektrolyse wie ein Metall. Da er ferner einwertig ist, kommt er über das Lithium.

Tabelle 3 gibt eine Übersicht über die soeben entwickelte Anordnung der ersten zwanzig Elemente.

Tabelle 3. Zusammenstellung einiger Elemente

1. Periode	H 1,0							He 4,0
2. Periode	Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0	Ne 20,2
3. Periode	Na 23	Mg 24,3	Al 27	Si 28,1	P 31	S 32,1	Cl 35,5	Ar 39,9
4. Periode	K 39,1	Ca 40,1	...	...	...	...	...	...

Aus Tabelle 3 folgt, daß durch die Anordnung der Elemente nach steigendem Atomgewicht jeweils nach einer bestimmten Anzahl von Elementen solche auftreten, die in vielen ihrer Eigenschaften mit entsprechenden Elementen niedrigeren Atomgewichts übereinstimmen. So kommt es, daß in den senkrechten Spalten die ersten Vertreter bekannter Elementengruppen stehen.

Auf den Kohlenstoff folgen zum Beispiel sieben Elemente mit den Atomgewichten 14,0 bis 27,0, die sich von ihm in ihren Eigenschaften wesentlich unterscheiden. Dann aber tritt ein Element auf, das Silicium, das in vielen Eigenschaften mit dem Kohlenstoff übereinstimmt.

Ferner erkennen wir auch bei den Alkalimetallen, daß nach dem Lithium sieben Elemente berücksichtigt werden müssen, bis das Natrium folgt. Zwischen dem Natrium und dem Kalium befinden sich ebenfalls sieben Elemente mit einem niedrigeren Atomgewicht als Kalium, wenn wir von Argon absehen.

In der Zusammenstellung der Elemente nach steigendem Atomgewicht finden wir also eine bestimmte Regelmäßigkeit, die auch Periodizität genannt wird. Wie wir erkennen, ist sie vom Atomgewicht abhängig. Daher können wir allgemein sagen, daß sich die Eigenschaften der Elemente in periodischer Abhängigkeit vom Atomgewicht befinden. Die waagerecht verlaufenden Reihen in Tabelle 3 werden dementsprechend **Perioden** genannt. Die erste Periode umfaßt zwei Elemente, in der zweiten und dritten sind je acht enthalten.

Die periodische Abhängigkeit der Eigenschaft der Elemente vom Atomgewicht wird als **Gesetz der Periodizität** bezeichnet. Es wurde von D. I. Mendelejew entdeckt. Er veröffentlichte seine Entdeckung im Jahre 1869 in einer Arbeit mit dem Titel „Die Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Elemente und ihren Atomgewichten".

Die Eigenschaften der chemischen Elemente sind vom Atomgewicht periodisch abhängig (Gesetz der Periodizität).

3. Das Periodensystem der Elemente nach D. I. Mendelejew und L. Meyer. Auf Grund des Gesetzes der Periodizität stellte Mendelejew die zu seiner Zeit bekannten Elemente in einer Tabelle zusammen. Eine Anordnung der chemischen Elemente nach den von Mendelejew dargelegten Grundsätzen wird als **Periodensystem der Elemente** bezeichnet.

In dem System von Mendelejew sind, ähnlich wie in unserer Zusammenstellung, die Elemente in waagerechten Perioden angeordnet. Verwandte Elemente stehen in senkrechten Spalten. Diese werden als **Gruppen** des Periodensystems bezeichnet. Mendelejews Tafel enthält bis auf die Edelgase, die später entdeckt wurden, alle uns auch heute bekannten Elementengruppen. Bei Aufstellung der Tafel wurden die Erkenntnisse von Döbereiner und Newlands schöpferisch weiterentwickelt. So sind in ihr die Triaden enthalten, die Mendelejew aber durch weitere Elemente ergänzen konnte. Die besondere Leistung Mendelejews geht aus seiner Auffassung hervor, daß mit der weiteren Entwicklung der Naturwissenschaften auch die chemischen Kenntnisse wachsen und erweitert werden. Auf Grund dieser für die damalige Zeit sehr fortschrittlichen Einstellung vermied er bei der Anwendung des Gesetzes der Periodizität die Fehler seiner Vorläufer. Ergaben sich beispielsweise in seinem System Lücken, so setzte er voraus, daß dort bisher noch nicht entdeckte Elemente stehen mußten.

Seine schöpferische Arbeit zeigte sich auch darin, wie er die damals bekannten Atomgewichte einschätzte. Um 1870 waren sie bei einer Anzahl von Elementen noch nicht sehr genau bestimmt. Mendelejew berücksichtigte das bei seinen Überlegungen. Er maß dem Gesetz der Periodizität größte Bedeutung bei und konnte daher alle seinerzeit bekannten Elemente richtig systematisieren. So wurde es ihm möglich, auf Grund der Kenntnis des Periodensystems die Atomgewichte einiger Elemente zu berichtigen.

Der deutsche Chemiker Lothar Meyer hatte unabhängig von Mendelejew eine Tabelle der chemischen Elemente aufgestellt, die mit der Tafel des russischen Chemikers im wesentlichen übereinstimmte. Diese Tafel war jedoch als eine formale Zusammenstellung der Elemente entstanden. Die besondere wissenschaftliche Leistung Mendelejews liegt dagegen darin, daß er ein neues Naturgesetz entdeckte und durch dessen schöpferische Anwendung sein System der Elemente aufstellte.

Im Periodensystem der Elemente sind die chemischen Elemente nach dem Gesetz der Periodizität systematisiert.

Hauptgruppen

1. Aufbau des Periodensystems. Am Ende des Lehrbuches finden wir eine Darstellung des Periodensystems der Elemente. Sie enthält lückenlos alle bisher entdeckten Elemente. Das Periodensystem gibt uns einen umfassenden Überblick über die Elemente, aus denen sich alle Stoffe aufbauen.

Im Periodensystem sind die Elemente in sieben Perioden und in acht Gruppen geordnet. Jedes Element ist mit einer Nummer versehen, die als **Ordnungszahl** bezeichnet wird. Ordnungszahlen und Atomgewichte stehen in einem bestimmten Zusammenhang. Mit zunehmender Ordnungszahl steigt im allgemeinen das Atom-

gewicht. An einigen Stellen hat das folgende Element ein niedrigeres Atomgewicht als das vorangehende.

Vergleichen Sie Atomgewichte und Ordnungszahlen von Argon und Kalium!

Die Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 18, die in den ersten drei Perioden erfaßt sind, kennen wir bereits aus der Zusammenstellung in Tabelle 3. In den folgenden Perioden sind viele uns unbekannte Elemente enthalten; mit einigen davon werden wir uns noch genauer beschäftigen.

Von der 4. Periode an ergibt sich aus dem Prinzip, chemisch ähnliche Elemente untereinander zu schreiben, die Einteilung jeder Gruppe in eine **Hauptgruppe** und in eine **Nebengruppe.** In den Hauptgruppen sind die in den ersten drei Perioden begonnenen Elementengruppen enthalten. Neben gemeinsamen Eigenschaften gibt es in ein und derselben Gruppe zwischen den Elementen der Haupt- und Nebengruppe Unterschiede. Als Beispiel betrachten wir die I. Gruppe. Hier besteht die Hauptgruppe aus den Alkalimetallen. Kupfer, Silber und Gold bilden eine Nebengruppe, die **Kupfergruppe.** Diese chemisch ähnlichen Elemente können zum Beispiel Wasser nicht zu Wasserstoff reduzieren. Die Elemente der Kupfergruppe unterscheiden sich auch in vielen anderen Eigenschaften wesentlich von den Alkalimetallen.

Vergleichen Sie das Verhalten der Alkalimetalle und der Elemente der Kupfergruppe gegenüber Sauerstoff!

In der Nebengruppe der VIII. Gruppe tritt eine Besonderheit auf. Hier stehen die chemisch verwandten Elemente nicht untereinander, sondern nebeneinander. Als Beispiel dienen uns in der 4. Periode die Elemente Eisen, **Kobalt Co** und Nickel.

In der 6. Periode werden in der ersten Reihe nach dem dritten Element vierzehn Elemente eingeschoben. Sie bilden die **Lanthanidengruppe.** Auf das **Radium Ra** in der 7. Periode folgt das **Actinium Ac,** und an dieses schließen sich die Elemente der **Actinidengruppe** an.

Stellen Sie in einer Tabelle die Anzahl der Elemente in jeder Periode zusammen!

Im Periodensystem sind die Elemente in Perioden und in Gruppen geordnet. Jede Gruppe besteht aus einer Haupt- und einer Nebengruppe. Jedes Element hat eine Ordnungszahl.

2. Elemente der Hauptgruppen. Wir lernen nun die Hauptgruppen des Periodensystems der Elemente genauer kennen. Sie sind in der Tabelle 4 zusammengestellt.

Beim Vergleich der Ordnungszahlen der Elemente in der II. und III. Gruppe erkennen wir mit Beginn der 4. Periode einen Sprung. Auf das Element Calcium (Ordnungszahl 20) folgt **Gallium Ga** (Ordnungszahl 31). Zwischen beide Elemente müssen in Tabelle 4 solche mit den Ordnungszahlen 21 bis 30 eingeschoben werden. Diese Elemente gehören den Nebengruppen an. Sie werden auch **Übergangselemente** genannt.

Welche Ordnungszahlen haben die Übergangselemente in der 5. und 6. Periode?

Die Hauptgruppen I, VII und VIII haben wir im wesentlichen schon bei der Aufstellung der Elementengruppen Alkalimetalle, Halogene und Edelgase kennengelernt.

Die Elemente der II. Hauptgruppe, die Erdalkalimetalle, sind zweiwertig und haben viele andere gemeinsame Eigenschaften. Davon konnten wir uns schon bei einem Vergleich der Elemente Beryllium, Magnesium und Calcium überzeugen. Die Elemente **Strontium Sr** und **Barium Ba** sind in ihren chemischen Eigenschaften dem

Tabelle 4. Elemente der Hauptgruppen
(schwarz: Metall; braun: Metall/Nichtmetall; rot: Nichtmetall)

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Periode 1	1 H 1,0							2 He 4,0
2	3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
3	11 Na 23	12 Mg 24,3	13 Al 27	14 Si 28,1	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
4	19 K 39,1	20 Ca 40,1	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
5	37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 J 126,9	54 Xe 131,3
6	55 Cs 132,9	56 Ba 137,4	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po 210	85 At 210	86 Rn 222
7	87 Fr 232	88 Ra 226						

Calcium sehr ähnlich. So zersetzt zum Beispiel das Metall Barium wie Calcium kaltes Wasser:

$$Ba + 2\,H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow,$$
$$Ca + 2\,H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Die Lösung von **Bariumhydroxyd $Ba(OH)_2$** in Wasser, **Barytwasser,** wird in Laboratorien zum Nachweis von Kohlendioxyd an Stelle von Kalkwasser verwendet.

Versuch 4: *Wir geben etwa 3 ml Kalkwasser und 3 ml Barytwasser in je ein Reagenzglas. Danach leiten wir Kohlendioxyd ein.*
Vergleichen Sie die Versuchsergebnisse!

Die Gleichung für die Umsetzung von Barytwasser mit Kohlendioxyd lautet:

$$Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow BaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Bariumcarbonat $BaCO_3$ ist wie Calciumcarbonat in Wasser schwer löslich.

Formulieren Sie die Gleichung für den Kohlendioxydnachweis mit Kalkwasser!

Das Element Radium ist dadurch bekannt geworden, daß seine Atome von selbst zerfallen und dabei Strahlung aussenden. Die Erscheinung wird als **Radioaktivität** bezeichnet.

Auch in der Gruppe der Erdalkalimetalle sind ähnlich wie bei den Halogenen und den Alkalimetallen viele physikalische und chemische Eigenschaften abgestuft. Die Stärke der Basen nimmt zum Beispiel mit steigender Ordnungszahl zu. Ebenso wird die Löslichkeit der Hydroxyde in der Richtung vom Beryllium zum Barium größer.

Die III. Hauptgruppe wird nach dem Element Bor als **Borgruppe** bezeichnet. Zu ihr gehören die Elemente Bor, Aluminium, Gallium, **Indium In** und **Thallium Tl.** Allen Elementen der Borgruppe ist die Hauptwertigkeit drei gemeinsam.

Die IV. Hauptgruppe ist die **Kohlenstoffgruppe.** An ihrem Anfang stehen Kohlenstoff und Silicium. Es folgen **Germanium Ge, Zinn Sn** und **Blei Pb.** Germanium ist ein grauweißes Metall. Es wird zum Beispiel für die Herstellung von Transistoren gebraucht, die in der Radio- und Regeltechnik ständig steigende Bedeutung erlangen. Zinn und Blei sind uns als Metalle bekannt.

Die Elemente der IV. Hauptgruppe sind höchstens vierwertig. Diese Elementengruppe beginnt mit einem Nichtmetall, dem Kohlenstoff, und endet mit einem Metall, dem Blei. Wir finden in der Kohlenstoffgruppe mit zunehmender Ordnungszahl den Übergang von Nichtmetallen zu Metallen.

Die Elemente Stickstoff, Phosphor, **Arsen As, Antimon Sb** und **Wismut Bi** bilden die V. Hauptgruppe im Periodensystem der Elemente. Sie wird als **Stickstoffgruppe** bezeichnet.

Während die Elemente der Hauptgruppen I bis IV gegenüber Wasserstoff und Sauerstoff gleiche Wertigkeit haben, tritt in der V. Hauptgruppe eine Änderung auf. Aus der Zusammensetzung von Phosphor(V)-oxyd P_2O_5 entnehmen wir, daß sich Phosphor gegenüber Sauerstoff fünfwertig verhält. Die höchste Wertigkeit der anderen Elemente der Stickstoffgruppe gegenüber Sauerstoff beträgt ebenfalls fünf.

Dagegen ist die Wertigkeit gegenüber Wasserstoff drei, wie es zum Beispiel aus der Verbindung Ammoniak NH_3 hervorgeht.

Auch in der V. Hauptgruppe finden wir mit steigender Ordnungszahl einen Übergang von Nichtmetallen zu Metallen. Stickstoff und Phosphor sind uns als Nichtmetalle bekannt. Von Arsen und Antimon gibt es nichtmetallische und metallische Modifikationen. Wismut ist ein Metall, das zum Beispiel in leichtschmelzenden Legierungen verwendet wird. Entsprechend dem Übergang von den Nichtmetallen zu den Metallen treten in der Stickstoffgruppe die Oxyde immer schwächer als Säureanhydride in Erscheinung, während in der gleichen Richtung ihr Charakter als Basenanhydrid zunimmt.

In der VI. Hauptgruppe sind die Elemente Sauerstoff, Schwefel, **Selen Se, Tellur Te** und **Polonium Po** enthalten. Sie kommen häufig in Erzen vor. Danach wird die VI. Hauptgruppe auch Gruppe der **Chalkogene**[1]) genannt.

Der nichtmetallische Charakter nimmt vom Sauerstoff bis zum Tellur ab. Tellur tritt vorwiegend in der metallischen Form auf. Hieraus ist ersichtlich, daß auch bei den Chalkogenen die physikalischen und chemischen Eigenschaften mit steigender Ordnungszahl abgestuft sind.

[1]) chalkos (griechisch) = Erz; genere (lateinisch) = bilden

In Tabelle 5 sind die Hauptgruppen und die Bezeichnungen für die entsprechenden Elementengruppen zusammengestellt.

Tabelle 5. Hauptgruppen und Elementengruppen

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Elementengruppe	Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Borgruppe	Kohlenstoffgruppe	Stickstoffgruppe	Chalkogene	Halogene	Edelgase

Die Elemente in einer Hauptgruppe haben gemeinsame Eigenschaften; sie sind untereinander chemisch ähnlich. Innerhalb der Gruppe sind viele Eigenschaften mit zunehmender Ordnungszahl gesetzmäßig abgestuft.

Einige Gesetzmäßigkeiten im Periodensystem der Elemente

1. Verteilung der Metalle und Nichtmetalle. Bei der Betrachtung des Periodensystems der Elemente fällt uns auf, daß in den beiden ersten Hauptgruppen, abgesehen von Wasserstoff, Metalle stehen. Die III. Hauptgruppe beginnt mit dem Nichtmetall Bor. Die Anzahl der Nichtmetalle nimmt in den nun folgenden Hauptgruppen weiter zu. In der VII. und VIII. Hauptgruppe sind dann nur Elemente mit nichtmetallischen Eigenschaften erfaßt.

Welche Nichtmetalle sind in den Hauptgruppen IV bis VI enthalten?

Spannt man in Tabelle 4 einen Faden, der zwischen Beryllium und Bor beginnt und zwischen Polonium und Astatin endet, so stehen links unterhalb dieser Linie Metalle, rechts oberhalb Nichtmetalle. In der Nähe der Trennlinie befinden sich meist Elemente, die sowohl in metallischen als auch in nichtmetallischen Modifikationen vorkommen. Es ist ferner zu erkennen, daß innerhalb der Hauptgruppen der Metallcharakter von oben nach unten, innerhalb der Perioden von rechts nach links zunimmt. Untersuchen wir den Metallcharakter aller Elemente mit steigender Ordnungszahl, so finden wir mit Beginn einer neuen Periode stets einen plötzlichen Übergang von einem Nichtmetall zu einem Metall. Die Metalleigenschaften ändern sich also sprunghaft.

Die metallischen und nichtmetallischen Eigenschaften der Hauptgruppenelemente ändern sich gesetzmäßig. Der Metallcharakter nimmt in den Perioden mit fallender, in den Hauptgruppen mit steigender Ordnungszahl zu. Die Änderung des Metall- beziehungsweise Nichtmetallcharakters erfolgt periodisch.

2. Periodische Änderung des basischen oder sauren Charakters der Oxyde. Wenn wir die Edelgase außer Betracht lassen, so steht die Stellung der basen- beziehungsweise säurebildenden Oxyde im Zusammenhang mit der Verteilung der Metalle und Nichtmetalle im Periodensystem.

Wie wir bereits wissen, bilden Metalloxyde mit Wasser Basen, Nichtmetalloxyde dagegen Säuren. Bei diesen Umsetzungen zeigt sich der basische oder saure Charakter eines Oxyds. Er äußert sich auch noch in anderer Weise. Uns ist bekannt, daß Oxyde mit basischem Charakter bei Reaktion mit Säuren Salze und Wasser bilden:

$$\underset{\substack{\text{Oxyd} \\ \text{(Metalloxyd)}}}{Na_2O} + \underset{\text{Säure}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{Salz}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \qquad (1)$$

Oxyde sauren Charakters setzen sich mit Basen zu Salzen und Wasser um:

$$\underset{\substack{\text{Oxyd} \\ \text{(Nichtmetalloxyd)}}}{CO_2} + 2\,\underset{\text{Base}}{KOH} \rightarrow \underset{\text{Salz}}{K_2CO_3} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \qquad (2)$$

Wir betrachten als Beispiel die 3. Periode. Das Element Natrium ist in der starken Base Natronlauge gebunden, die durch Reaktion von Natriumoxyd mit Wasser gebildet wird. Bei der Umsetzung von Natriumoxyd oder Natronlauge mit Säuren entstehen Salze und Wasser. Natriumoxyd verhält sich demnach gegenüber Säuren wie die Base Natronlauge. Daher können wir sagen, daß Natriumoxyd stark basischen Charakter besitzt. Das in der 3. Periode auf das Natrium folgende Element ist Magnesium. Sein Oxyd hat einen schwächer basischen Charakter als das Natriumoxyd, da sich zum Beispiel Magnesiumoxyd mit Wasser nur zu einer schwachen Base umsetzt. Auch Magnesiumoxyd bildet mit Säuren Salze.

Aluminiumoxyd zeichnet sich im Vergleich zu Natriumoxyd und Magnesiumoxyd durch besondere chemische Eigenschaften aus.

Versuch 5: *In zwei Reagenzgläser wird je eine Spatelspitze nicht geglühtes Aluminiumoxyd gegeben. In das eine Reagenzglas bringen wir Salzsäure, in das andere konzentrierte Kalilauge. Danach werden die Reagenzgläser erhitzt. Was beobachten Sie?*

Aluminiumoxyd reagiert mit heißer Salzsäure entsprechend der allgemeinen Gleichung (1). Dabei entstehen Aluminiumchlorid, das gelöst vorliegt, und Wasser:

$$Al_2O_3 + 6\,HCl \rightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2O\,.$$

Aus dieser Umsetzung entnehmen wir, daß Aluminiumoxyd basischen Charakter hat.

Aluminiumoxyd reagiert aber auch mit Kalilauge. Dabei entstehen der allgemeinen Gleichung (2) entsprechend Wasser und ein Salz, das Aluminium im Säurerest enthält. Daraus entnehmen wir, daß Aluminiumoxyd unter diesen veränderten Versuchsbedingungen sauren Charakter besitzt. Wenn wir den Versuch 5 mit Aluminiumhydroxyd durchführen, erkennen wir, daß auch diese Verbindung wie eine Base oder wie eine Säure wirken kann. Dieses Verhalten von Aluminiumoxyd und Aluminiumhydroxyd wird als **amphoter**[1]) bezeichnet.

Aluminiumoxyd und Aluminiumhydroxyd sind amphotere Verbindungen. Sie haben je nach den Versuchsbedingungen sauren oder basischen Charakter.

[1]) amphoteros (griechisch) = beides zugleich

Die auf das Aluminiumoxyd folgenden Oxyde der 3. Periode sind uns meistenteils als Säureanhydride bekannt und besitzen einen mehr oder weniger stark ausgeprägten sauren Charakter. Wir können auf ihn aus der Stärke der entsprechenden Säuren schließen. Die Kieselsäure H_2SiO_3 gehört zu den schwachen Säuren und ihr Anhydrid Siliciumdioxyd hat nur schwach sauren Charakter. Phosphor ist in der Phosphorsäure H_3PO_4 gebunden, die stärker als Kieselsäure ist. Schwefelsäure H_2SO_4 kennen wir als starke Säure. Noch stärker ist die **Perchlorsäure $HClO_4$**. Ihr Anhydrid ist das **Chlor(VII)-oxyd Cl_2O_7**.

Wir stellen in der 3. Periode mit steigender Ordnungszahl einen Übergang von Oxyden mit basischem Charakter zu solchen mit saurem Charakter fest. Das finden wir auch in den anderen Perioden. Die Änderungen der basischen und sauren Eigenschaften der Oxyde von Elementen in der 3. Periode sind in Tabelle 6 zusammenfassend dargestellt.

Tabelle 6. Änderung der basischen und sauren Eigenschaften der Oxyde in der 3. Periode

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII
Element	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Oxyd	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Base/Säure	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
Saurer Charakter				abnehmend			
Basischer Charakter							

Verfolgt man den basischen beziehungsweise sauren Charakter der Oxyde über mehrere Perioden, so wird deutlich, daß jeweils am Beginn einer Periode ein Element mit stark basischem Oxyd steht (Alkalimetall), mit steigender Ordnungszahl verstärkt sich jedoch der saure Charakter, und der basische nimmt ab. Beim Übergang zu einer neuen Periode tritt auch hier eine sprunghafte Änderung auf. Die basischen und sauren Eigenschaften der Oxyde ändern sich also ebenfalls periodisch mit der Ordnungszahl.

In den Hauptgruppen nimmt innerhalb jeder Periode mit steigender Ordnungszahl der basische Charakter ab, der saure zu. Diese Änderungen treten im Gesamtsystem periodisch auf.

3. Periodische Änderung der Wertigkeit. Aus der Zusammenstellung der Formeln für die Oxyde in der 3. Periode (Tab. 6) geht hervor, daß die Wertigkeit der Elemente gegenüber Sauerstoff gleichlaufend mit der Gruppennummer ansteigt. Dabei

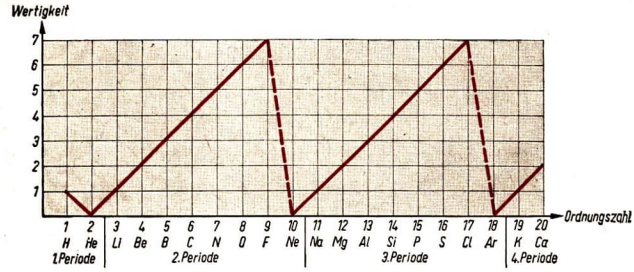


Abb. 3 Periodische Änderung der Wertigkeit gegenüber Sauerstoff

ist die höchste Wertigkeit einzusetzen, wenn ein Element, wie zum Beispiel Schwefel, mehrere Wertigkeiten hat. Das gleiche gilt für die anderen Perioden.

Sehen wir von der ersten Periode ab, so steigt die höchstmögliche Wertigkeit der Hauptgruppenelemente gegenüber Sauerstoff im allgemeinen mit zunehmenden Ordnungszahlen von eins bis sieben. Bei einem Edelgas fällt sie sprunghaft bis auf Null. Aus Abbildung 3 geht die dabei auftretende periodische Änderung der Wertigkeit gegenüber Sauerstoff hervor.

Die Wertigkeit der Elemente gegenüber Wasserstoff entspricht in den Hauptgruppen I bis IV der Gruppennummer und nimmt in den folgenden Hauptgruppen jeweils um eins ab. Diese Gesetzmäßigkeit geht für die 2. Periode aus Tabelle 7 hervor.

Tabelle 7. Änderung der Wertigkeit gegenüber Wasserstoff in der 2. Periode

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII
Element	Li	Be	B	C	N	O	F
Wasserstoff-verbindung	LiH	BeH_2	BH_3	CH_4	NH_3	OH_2 (H_2O)	FH (HF)
Wertigkeit zu Wasserstoff	1	2	3	4	3	2	1

Die Wertigkeit gegenüber Wasserstoff ändert sich mit steigender Ordnungszahl periodisch.

Fertigen Sie dazu eine Darstellung nach Art von Abbildung 3 an!

In den Perioden steigt die (höchste) Wertigkeit gegenüber Sauerstoff gleichlaufend mit der Nummer der Hauptgruppe von eins bis sieben. Die Wertigkeit gegenüber Wasserstoff nimmt von eins bis vier zu; sie fällt dann wieder bis eins ab. Mit steigenden Ordnungszahlen ändert sich die Wertigkeit periodisch.

In diesen und auch anderen Gesetzmäßigkeiten des Periodensystems der Elemente spiegelt sich das Gesetz der Periodizität wider.

Voraussagen neuer Elemente durch D. I. Mendelejew und ihre spätere Entdeckung

Die Entdeckung des Gesetzes der Periodizität und die folgerichtige Anwendung dieser Erkenntnis führten dazu, daß Mendelejew in seiner Tafel des Periodensystems einige Stellen offen ließ. Hier waren die noch nicht entdeckten Elemente einzusetzen. Mendelejew sagte die Existenz von elf damals noch unbekannten Elementen voraus und gab sogar deren Eigenschaften an.

Wie wir bereits wissen, bestimmen auf Grund des Gesetzes der Periodizität die Eigenschaften eines Elementes seine Stellung im Periodensystem. Umgekehrt können aus der Stellung eines Elementes im Periodensystem Aussagen über seine Eigenschaften gemacht werden. Dabei berücksichtigt man besonders jeweils die zwei Nachbarelemente innerhalb der Gruppe und innerhalb der Periode. Selen zum Beispiel hat die Nachbarelemente Schwefel und Tellur sowie Arsen und Brom:

S
As Se Br
Te

Mendelejew fand, daß das Atomgewicht eines Elementes annähernd dem arithmetischen Mittel aus den Atomgewichten der Nachbarelemente entspricht. Danach ergibt sich das Atomgewicht für Selen aus den Atomgewichten von Arsen und Brom sowie Schwefel und Tellur wie folgt:

$$\frac{75 + 80 + 32 + 127}{4} = \frac{314}{4} = 78{,}5.$$

Silicium folgt beispielsweise in der IV. Hauptgruppe auf Kohlenstoff, ferner steht es zwischen Aluminium und Phosphor in der 3. Periode. Daraus können wir die Wertigkeit von Silicium, die Zusammensetzung des Oxyds und seinen schwach sauren Charakter voraussagen.

Die Eigenschaften der Elemente Gallium, **Scandium Sc** und Germanium bestimmte Mendelejew auf diese Weise aus ihrer Stellung im Periodensystem. Er gab eine genaue Beschreibung dieser Elemente und ihrer Verbindungen, obwohl er sie experimentell gar nicht untersuchen konnte. Auf Grund der von ihm entdeckten Gesetzmäßigkeiten sagte er sogar voraus, mit welchen anderen Elementen zusammen diese damals noch unbekannten Elemente vorkommen müssen. Die Elemente wurden später aufgefunden und die Voraussagen Mendelejews bestätigt.

Von besonderer Bedeutung waren in diesem Zusammenhang die Arbeiten des deutschen Chemikers Clemens Winkler (Abb. 4), der an der Bergakademie Freiberg/Sa. als Professor für Chemie tätig war. Ihn verband eine enge Freundschaft mit Mendelejew. Im Jahre 1886 entdeckte Winkler bei der Untersuchung eines Freiberger Silbererzes ein neues Element, das er Germanium nannte. Winklers Untersuchungen er-

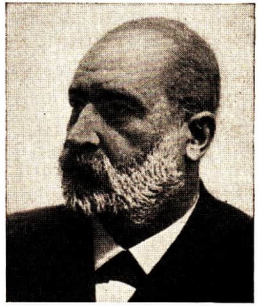


Abb. 4 Clemens Winkler

gaben, daß es in seinen Eigenschaften mit dem von MENDELEJEW schon im Jahre 1871 vorausgesagten „**Eka-Silicium Es**“[1]) genau übereinstimmte. In Tabelle 8 sind einige Voraussagen MENDELEJEWS den entsprechenden experimentellen Ergebnissen WINKLERS gegenübergestellt.

Tabelle 8. Gegenüberstellung einiger vorausgesagter und experimentell bestimmter Eigenschaften von Germanium

Eigenschaft	1871 von MENDELEJEW vorausgesagt	1886 von WINKLER gefunden
Dichte	5,5	5,35
weitere physikalische Eigenschaften der Elemente	dunkelgraues, schwer schmelzbares Metall	grau bis silberweiß, sublimiert, ohne zu schmelzen
Atomgewicht	72	72,6
Wertigkeit	IV	IV
Formel und Dichte des Oxyds	EsO_2; 4,7	GeO_2; 4,70
Reduzierbarkeit des Oxyds	leicht zum Metall zu reduzieren	leicht zum Metall zu reduzieren
Formel und Aggregatzustand des Chlorids	$EsCl_4$; flüssig	$GeCl_4$; flüssig

Durch die Arbeiten WINKLERS wurde die Richtigkeit des Gesetzes der Periodizität deutlich bewiesen. MENDELEJEWS Entdeckung fand nun unter den Chemikern noch größere Beachtung. Nach der Entdeckung des Germaniums setzte eine systematische Suche nach weiteren noch nicht bekannten Elementen ein.

Als zum Beispiel in den neunziger Jahren des vorigen Jahrhunderts Helium und Argon entdeckt wurden, erkannte man, daß es sich um zwei Elemente einer neuen Gruppe des Periodensystems handeln mußte. Auf Grund der Kenntnis von den Gesetzmäßigkeiten des Systems wurden sofort auch die übrigen Edelgase gesucht und in kurzer Zeit gefunden.

Die Edelgase existierten schon vor ihrer Entdeckung durch den Menschen, ja bereits zu einer Zeit, als es noch gar keine Menschen auf der Erde gab. Die Existenz der chemischen Elemente ist unabhängig davon, ob sie dem Menschen bekannt sind.

Die Tafel MENDELEJEWS enthielt 63 chemische Elemente, mehr waren um 1870 nicht bekannt. Bis zum Jahre 1925 wurden weitere 24 Elemente in der Natur aufgefunden, und heute kennen wir die Reihe der Elemente bis zur Ordnungszahl 102 lückenlos.

Die Eigenschaften eines Elementes bestimmen seinen Platz im Periodensystem. Aus der Stellung eines Elementes im Periodensystem können nach dem Gesetz der Periodizität seine Eigenschaften ermittelt werden.

[1]) eka (sanskrit) = nach

Bedeutung des Periodensystems der Elemente

Wir haben erkannt, daß unter den chemischen Elementen gesetzmäßige Zusammenhänge bestehen, die von MENDELEJEW in allgemeiner Form im Gesetz der Periodizität ausgedrückt wurden. Dieses Gesetz wird uns durch das Periodensystem verständlich, in dem die gesetzmäßigen Beziehungen zwischen den Elementen zusammenfassend dargestellt sind. Daraus folgt die große Bedeutung des Periodensystems der Elemente für die Arbeit der Chemiker.

Die Entdeckung des Gesetzes der Periodizität durch MENDELEJEW und seine Voraussagen von Elementen und ihren Eigenschaften gehören zu den größten wissenschaftlichen Leistungen auf dem Gebiete der Chemie. Die Anwendung dieses Gesetzes zur Bestimmung noch unbekannter Elemente und deren spätere Entdeckung zeigt die große Bedeutung der wissenschaftlich begründeten Theorie bei der Erkenntnis der Natur. Die Untersuchung der von MENDELEJEW vorausgesagten Elemente beweist zugleich die Notwendigkeit, daß sich die Theorie in der Praxis bewährt.

Das Gesetz der Periodizität und das Periodensystem der Elemente sind wichtige Bestandteile der Theorie in der Chemie. Sie drücken viele Erfahrungen der Chemiker richtig aus und gehören daher zum theoretischen Rüstzeug bei der Arbeit im Laboratorium und in der Produktion. Darüber hinaus ist das Periodensystem der Elemente für den Lernenden eine wichtige Merkhilfe. Wer sich für eine Hauptgruppe die Gruppeneigenschaften merkt, kennt damit das wesentliche Verhalten aller Elemente der Gruppe.

Die Entdeckungsgeschichte der Elemente und des Gesetzes der Periodizität sowie die Aufstellung des Periodensystems sind Beispiele dafür, daß der Mensch in der Lage ist, die Welt immer besser zu erkennen. Das Periodensystem der Elemente hilft uns, viele Zusammenhänge und Erscheinungen in der Chemie und in der Natur leichter und besser zu verstehen.

D. I. MENDELEJEW

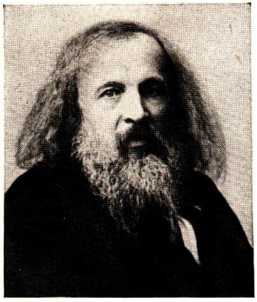


Abb. 5 DMITRIJ IWANOWITSCH MENDELEJEW

DMITRIJ IWANOWITSCH MENDELEJEW (Abb. 5) wurde im Jahre 1834 in Tobolsk als Sohn eines Gymnasialdirektors geboren. Er studierte am Pädagogischen Institut in Petersburg, dem heutigen Leningrad, und verfaßte dort zwei wissenschaftliche Arbeiten auf dem Gebiet der Mineralogie.

Nach Beendigung seiner Ausbildung war MENDELEJEW zuerst als Lehrer tätig. Später nahm er in Petersburg seine Lehrtätigkeit an der Universität auf. Hier führte ihn die Abfassung eines Lehrbuches der Chemie an die Frage heran, in welcher Reihenfolge er die Elemente behandeln sollte. Nach langen, eingehenden Untersuchungen entdeckte er das Gesetz der Periodizität und konnte das Periodensystem der Elemente aufstellen.

MENDELEJEW war ein großer Wissenschaftler mit vielseitigen Interessen. Er arbeitete nicht nur

auf dem Gebiet der Chemie, sondern beschäftigte sich auch mit anderen Fragen. Zum Beispiel erkannte er schon früh die große Bedeutung des Flugwesens; er wies auf die Möglichkeit hin, die höheren Luftschichten zu erforschen. Bereits im vorgerückten Alter stieg er allein in einem Luftballon auf und führte wissenschaftliche Beobachtungen und Messungen durch. Für diesen Aufstieg erhielt er das Ehrendiplom der Pariser Akademie für Luftfahrt.

Seinen Weltruf als Gelehrter verdankte MENDELEJEW auch Untersuchungen an Gasen und Lösungen. Ferner ist er durch sein Lehrbuch „Die Grundlagen der Chemie" bekannt geworden.

MENDELEJEW wandte sich auch praktischen Fragen zu, denn er erkannte die Notwendigkeit, Theorie und Praxis ständig zu verbinden. Zum Beispiel schlug er bereits im Jahre 1888 vor, die Kohle unter Tage zu vergasen. Nach der Großen Sozialistischen Oktoberrevolution wird die Untertagevergasung der Kohle in der Sowjetunion durchgeführt.

Die wissenschaftlichen Leistungen MENDELEJEWS wurden in der ganzen Welt anerkannt. Der große russische Forscher und Hochschullehrer erhielt die goldene FARADAY-Medaille, und er war Ehrenmitglied in zahlreichen ausländischen wissenschaftlichen Vereinigungen. Ihm zu Ehren wurde das Element mit der Ordnungszahl 101, das man 1955 darstellte, **Mendelevium Md** genannt.

MENDELEJEW sah die wirtschaftliche Rückständigkeit Rußlands und vertrat die Auffassung, daß sie durch die Entwicklung der Industrie und der Volksbildung überwunden werden kann. Deshalb trat er für die Verbindung der Schulbildung mit dem Leben ein. Obwohl er mit seinen Arbeiten seinem Vaterlande nützen wollte, wurden seine Leistungen und Einsatzbereitschaft unter der zaristischen Regierung nur unzureichend beachtet. Als sich MENDELEJEW beim Unterrichtsministerium für die Verbesserung der Lage der Studenten einsetzte, erregte er bei der Regierung Mißfallen. Daraufhin wurde er im Jahre 1890 gezwungen, seine Tätigkeit an der Universität aufzugeben. Er ging an das Amt für Maße und Gewichte in Petersburg und setzte hier seine wissenschaftliche Arbeit fort. Im Jahre 1907 starb er. Erst nach dem Sieg der Großen Sozialistischen Oktoberrevolution wurden MENDELEJEWS große Leistungen in seiner Heimat gebührend gewürdigt.

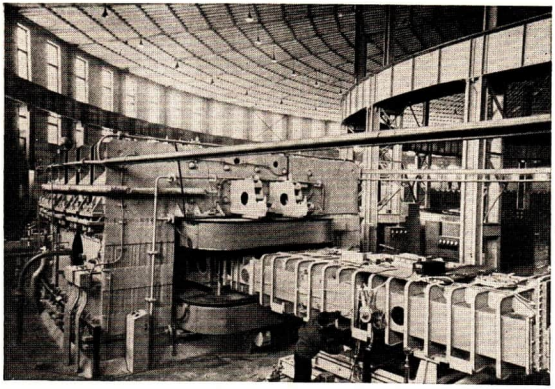
Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. *Stellen Sie Atomgewicht, Aggregatzustand, Schmelzpunkt, Siedepunkt, Farbe im Gaszustand und Reaktionsfähigkeit für die Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod in einer Tabelle zusammen! Welche Gesetzmäßigkeiten sind in der Tabelle zusammengefaßt?*
   Anleitung: Für die Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod sind die Atomgewichte 19; 35,5; 79,9; 126,9, die Schmelzpunkte (in °C) — 220; — 100,5; — 7,3; + 113,6, die Siedepunkte (in °C) — 187,9; — 34; + 58,7; + 184,4 zu verwenden.
2. *Welche Besonderheiten unterscheiden die Edelgase von den anderen Elementengruppen?*
3. *Welche Voraussetzungen waren für das Ordnen der chemischen Elemente gegeben?*
4. *Schätzen Sie die Bemühungen zur Ordnung der chemischen Elemente vor MENDELEJEW ein!*
5. *Wie lautet das Gesetz der Periodizität von MENDELEJEW?*

6. *Was versteht man unter dem Periodensystem der Elemente? Wie findet in diesem System das Gesetz der Periodizität Ausdruck?*
7. *Beschreiben Sie den Aufbau des Periodensystems!*
8. *Nennen Sie die Bezeichnungen der Elementengruppen, die in den Hauptgruppen erfaßt sind!*
9. *Welche gemeinsamen Eigenschaften haben die Elemente der II. Hauptgruppe (Beryllium bis Barium)? Stellen Sie die Formeln a) der Oxyde, b) der Hydroxyde, c) der Chloride und d) der Carbonate dieser Elemente auf!*
10. *Stellen Sie gemeinsame und sich unterscheidende Eigenschaften des Kaliums und des Kupfers zusammen! Begründen Sie die Unterschiede!*
11. *Geben Sie die Verteilung der Metalle und Nichtmetalle a) im Periodensystem, b) in den einzelnen Perioden, c) in den einzelnen Hauptgruppen an!*
12. *Stellen Sie die Abhängigkeit des Nichtmetall- beziehungsweise Metallcharakters der Elemente von der Ordnungszahl schematisch dar!*
Anleitung: Zeichnen Sie untenstehendes Schema und setzen Sie es bis zum Calcium fort! Nichtmetalle werden durch rote, Metalle durch blaue Felder gekennzeichnet.

Element	H	He	Li	
Ordnungszahl	1	2	3	
Periode	1			2

13. *Stellen Sie für die Elemente der 2. Periode die Änderung der basischen und sauren Eigenschaften der Oxyde in einer Tabelle dar!*
14. *Wie ändern sich die basischen beziehungsweise sauren Eigenschaften der Oxyde mit steigender Ordnungszahl? Stellen Sie die Abhängigkeit in einem Schema dar!*
Anleitung: Siehe Aufgabe 12! Die Felder amphoterer Elemente werden zur Hälfte blau, zur Hälfte rot gekennzeichnet.
15. *Stellen Sie in einer Tabelle für die Elemente der 3. Periode a) die Oxyde und die höchste Wertigkeit zu Sauerstoff, b) die Wasserstoffverbindungen und die Wertigkeit zu Wasserstoff zusammen!*
16. *Berechnen Sie das Atomgewicht des Arsens aus den Atomgewichten seiner vier Nachbarn!*
17. *Welche Eigenschaften von Magnesium und seinen Verbindungen können Sie aus der Stellung dieses Elementes im Periodensystem nennen?*
18. *Welche Zusammensetzung hat Berylliumoxyd: Be_2O, BeO, Be_2O_3 oder Be_2O_5? Begründen Sie die ausgewählte Formel!*
19. *Welche Bedeutung hatte die Entdeckung des Germaniums durch* CLEMENS WINKLER?
20. *Kennzeichnen Sie die Bedeutung des Periodensystems der Elemente!*



Teilansicht des Synchrophasotrons im Vereinigten Kernforschungsinstitut Dubna

Viele Wissenschaftler aus allen sozialistischen Ländern arbeiten mit großen komplizierten Geräten im Vereinigten Kernforschungsinstitut in Dubna daran, den Atombau genau zu erforschen. In der Deutschen Demokratischen Republik wird ebenfalls Atomforschung betrieben. In diesem Kapitel werden wir einige Gesetzmäßigkeiten im Bau der Atome kennenlernen und von der Bedeutung der Atomforschung für die Arbeit der Chemiker erfahren.

2. KAPITEL

Atombau

Historische Entwicklung

Der Erforschung des Atombaues gingen viele Untersuchungen und Erkenntnisse über den Bau der Stoffe voraus. Zu den ersten Vorstellungen über die Zusammensetzung der Stoffe aus kleinsten Teilchen gehören die uns bekannten Ansichten des griechischen Philosophen Demokrit, der im 5. Jahrhundert vor unserer Zeitrechnung lebte. Die Arbeiten vieler Forscher, unter denen besonders Michail Wassiliewitsch Lomonossow und John Dalton zu nennen sind, führten dazu, daß am Anfang des 19. Jahrhunderts die Theorie vom Aufbau der Elemente aus Atomen entstand. Diese Theorie fand im Kampf gegen veraltete Auffassungen im 19. Jahrhundert unter den Chemikern allgemeine Anerkennung. Die Forscher standen nun vor der Frage, ob auch die Atome aus noch kleineren Einzelteilchen aufgebaut

sind. Bereits im Jahre 1815 stellte der englische Arzt und Chemiker WILLIAM PROUT die Hypothese auf, daß sämtliche Atome aus den gleichen einfachen Bausteinen zusammengesetzt sind, als die er Wasserstoffatome ansah.

Damals war jedoch die Ansicht allgemein verbreitet, daß die Atome die kleinsten und unteilbaren Bausteine der Stoffe wären. Dieser Auffassung setzte der russische Gelehrte ALEXANDER MICHAILOWITSCH BUTLEROW 1886 eine kühne Voraussage entgegen. Er war der Meinung, daß die Atome den Forschern nur wegen der üblichen Arbeitsmethoden unteilbar erscheinen und die Teilung von Atomen durch neue, zu entwickelnde Verfahren möglich sein wird.

Um die Wende zum 20. Jahrhundert wurde von dem französischen Forscherehepaar MARIE und PIERRE CURIE das Element Radium entdeckt und untersucht. Radium sendet starke radioaktive Strahlung aus, die zu der Vermutung Anlaß gab, daß die Atome dieses Elementes in kleinere Teilchen zerfallen. Daraufhin beschäftigten sich viele Wissenschaftler mit der Erforschung des Atombaues. Sie erkannten den Aufbau der Atome aus kleineren Teilchen. Bei ihren Untersuchungen verwendeten sie neue, komplizierte wissenschaftliche Apparaturen, die mit Hilfe einer modernen Industrie hergestellt wurden.

Die Entwicklung dieser Erkenntnis vom Atomaufbau war ein langer Prozeß, der von den einfachsten Vorstellungen ausging und den Gesichtskreis der Menschen systematisch erweiterte. In diesem Prozeß haben die Menschen eine ihnen anfangs unüberwindbar erscheinende Schwierigkeit, die sich aus dem außerordentlich kleinen Durchmesser der Atome ergab, in beharrlicher Arbeit erfolgreich überwunden. Sie sind dadurch einen großen Schritt im Erkennen der Welt vorangekommen.

Heute arbeiten die Wissenschaftler an vielen Stellen der Welt in Atomforschungszentren und erkennen den Bau der Atome immer deutlicher. Die führende Stellung auf diesem Gebiet nimmt die sowjetische Atomforschung ein. Das Vereinigte Kernforschungsinstitut in Dubna, in dem Wissenschaftler aus allen sozialistischen Ländern arbeiten, ist das bedeutendste seiner Art in der ganzen Welt. Auch in der Deutschen Demokratischen Republik wird Atomforschung betrieben. In Rossendorf bei Dresden wurde mit Unterstützung der Sowjetunion das Zentralinstitut für Kerntechnik aufgebaut. Dort arbeiten unsere Wissenschaftler, wie es in allen sozialistischen Ländern vornehmste Aufgabe ist, daran, die Ergebnisse der Atomforschung in den Dienst des Friedens und des gesellschaftlichen Fortschritts zu stellen.

Das RUTHERFORD-BOHRsche Atommodell

1. Bestandteile und Bau der Atome. JOHN DALTON hatte die Vorstellung, daß Atome winzige, gleichmäßig von Stoff erfüllte Kugeln sind. Das widerspricht jedoch Erfahrungen, die man bei einer Reihe von Experimenten sammeln konnte.

So treten beispielsweise unter bestimmten Bedingungen aus einem Metall Elektronen aus. Sie müssen aus den Atomen des Metalls stammen, also offenbar Bestandteile der Atome sein.

Andere Versuche zeigten, daß Elektronen, die mit großer Geschwindigkeit auf eine dünne Aluminiumfolie treffen, diese durchdringen. Da die Metallatome einander berühren, müssen sich diese Elektronen durch das Innere der Atome bewegen. Zu ähnlichen Ergebnissen führten Experimente des englischen Physikers ERNEST RUTHERFORD (Abb. 6) und seiner Mitarbeiter. Bei den Versuchen wurden Elemente zweifach positiv geladenen Heliumionen ausgesetzt, die sich mit großer Geschwindigkeit

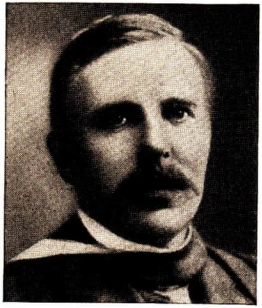


Abb. 6 ERNEST RUTHERFORD

bewegten. Diese Ionen traten im allgemeinen ungehindert durch das Innere der Atome hindurch. Nur in einzelnen Fällen dringt ein solches Teilchen in ein Atom ein und prallt wieder zurück. Damit war nachgewiesen, daß die Atome nur zu einem geringen Teil von Stoff erfüllt sind.

Auf Grund dieser Beobachtungen entwarf RUTHERFORD 1911 ein Atommodell (Abb. 7). Danach befindet sich im Zentrum des Atoms ein positiv geladener Kern, der von einem oder mehreren negativ geladenen Elektronen umgeben ist. Diese Elektronen bilden die **Elektronenhülle** (Atomhülle). Im **Atomkern** ist fast die gesamte Masse des Atoms konzentriert. So beträgt zum Beispiel die Masse des Wasserstoffatomkerns etwa das 1800fache der Elektronenmasse.

Die Elektronen tragen stets eine negative Ladung. In einem Atom ist die Zahl der negativen Ladungen in der Elektronenhülle gleich der Zahl der positiven Ladungen im Atomkern. Die positiven und negativen Ladungen innerhalb des Atoms gleichen sich somit aus. Infolgedessen ist das ganze Atom nach außen hin elektrisch neutral.

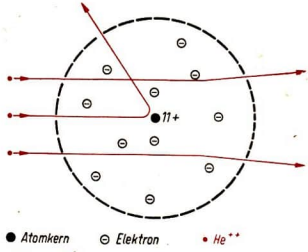


Abb. 7 Schematische Darstellung über das Durchdringen eines Atoms durch Heliumionen

Wir erkennen, daß im Atom der Kern und die Elektronenhülle entgegengesetzt elektrisch geladen sind. Diese Gegensätze schließen aber das Bestehen des Atoms nicht aus. Sie sind vielmehr erst die Voraussetzung für seine Existenz. Das Atom stellt demnach eine Einheit dieser Gegensätze dar.

Der Atomkern ist sehr klein. Sein Durchmesser beträgt etwa 0,000 000 000 001 cm. Das ist nur ungefähr $\frac{1}{10\,000}$ des Atomdurchmessers. Um den Kerndurchmesser mit dem Atomdurchmesser zu vergleichen, denken wir uns das Atom so stark vergrößert, daß es gerade in ein Wohnhaus von 15 m Höhe hineinpaßt. Der Atomkern müßte dann durch einen Stecknadelkopf in der Mitte des Hauses dargestellt werden.

Das Atom besteht aus dem Atomkern und der Elektronenhülle. Der Atomkern enthält fast die gesamte Masse des Atoms. In der Atomhülle eines Elementes sind so viel Elektronen enthalten, wie der Kern positive Ladungen trägt. Das Atom ist nach außen hin elektrisch neutral.

2. Atomkern. Im Jahre 1919 gelang es RUTHERFORD, aus den Atomkernen von Stickstoff kleine Teilchen abzuspalten, die elektrisch einfach positiv geladen sind.

Sie wurden **Protonen**[1]) genannt. Die Größe der elektrischen Ladung des Protons ist der des Elektrons gleich; die Ladungen beider Teilchen unterscheiden sich also nur durch das Vorzeichen. Der Kern des Wasserstoffatoms besteht nur aus einem Proton. Das abgerundete „Atomgewicht" des Protons beträgt demnach 1, bezogen auf Sauerstoff gleich 16. Auch bei der Untersuchung der Atomkerne anderer Elemente traten Protonen auf. Sie mußten deshalb als Bausteine der Atome angesehen werden.

Der englische Physiker JAMES CHADWICK fand im Jahre 1932 einen weiteren Baustein des Atomkerns, das **Neutron**[2]). Es ist ein ungeladenes, also elektrisch neutrales Teilchen, das annähernd die gleiche Masse wie das Proton besitzt. Nach der

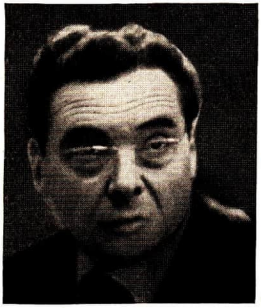


Abb. 8 DIMITRIJ DIMITRIJEWITSCH IWANENKO



Abb. 9 WERNER HEISENBERG

Entdeckung des Neutrons arbeiteten der sowjetische Physiker DIMITRIJ DIMITRIJEWITSCH IWANENKO (Abb. 8) und der deutsche Physiker WERNER HEISENBERG (Abb. 9) unabhängig voneinander die Lehre aus, daß sich die Atomkerne aus Protonen und Neutronen zusammensetzen. Diese Lehre hat sich bei allen Untersuchungen von Atomkernen als richtig erwiesen.

Jedes Element hat eine bestimmte Anzahl Protonen im Atomkern. Der Kern des Sauerstoffatoms zum Beispiel enthält acht Protonen. Sauerstoff besitzt daher die **Protonenzahl** 8. Diese Zahl stimmt mit der Ordnungszahl des Sauerstoffs im Periodensystem überein. Die Übereinstimmung von Protonenzahl und Ordnungszahl besteht bei allen Elementen.

Protonenzahl = Ordnungszahl

Wieviel Protonen sind jeweils im Atomkern von Helium, Silicium, Silber und Radium enthalten?

[1]) protos (griechisch) = der Erste
[2]) neutrum (lateinisch) = keines von beiden

Außer den Protonen enthält der Kern Neutronen. Während die Protonenzahl für alle Atomkerne eines Elementes gleich ist, kann die **Neutronenzahl** schwanken. Die meisten Elemente bestehen aus mehreren Atomarten mit gleicher Protonenzahl, aber verschiedener Neutronenzahl. Jeder Atomkern des Magnesiums hat zum Beispiel immer 12 Protonen, die Neutronenzahl kann aber 12, 13 und 14 betragen. Es gibt demnach drei Arten von Magnesiumatomen, die sich durch die Anzahl der Neutronen im Atomkern unterscheiden. Chemisch verhalten sich diese Magnesiumatome alle gleichartig. Atomarten eines Elementes, die sich in der Neutronenzahl unterscheiden, heißen **Isotope.**

Ermitteln Sie anhand der Tabelle 9, bei welchen der ersten zwanzig Elemente des Periodensystems Isotope auftreten!

Tabelle 9. Aufbau der Atomkerne einiger Elemente

Element	Symbol	Protonenzahl = Ordnungszahl	Neutronenzahlen [1]) (häufiger auftretende)
Wasserstoff	H	1	0
Helium	He	2	2
Lithium	Li	3	4; 3
Beryllium	Be	4	5
Bor	B	5	6; 5
Kohlenstoff	C	6	6; 7
Stickstoff	N	7	7; 8
Sauerstoff	O	8	8; 10; 9
Fluor	F	9	10
Neon	Ne	10	10; 12; 11
Natrium	Na	11	12
Magnesium	Mg	12	12; 13; 14
Aluminium	Al	13	14
Silicium	Si	14	14; 15; 16
Phosphor	P	15	16
Schwefel	S	16	16; 18; 17
Chlor	Cl	17	18; 20
Argon	Ar	18	22; 18; 20
Kalium	K	19	20; 22
Calcium	Ca	20	20; 24; 22; 28; 23

Das Atomgewicht der Elemente steht mit der Protonen- und Neutronenzahl im Zusammenhang. Bei Elementen, von denen es keine Isotope gibt, entspricht das Atomgewicht annähernd der Summe aus Protonen- und Neutronenzahl. Zum Beispiel baut sich der Atomkern des Elementes Natrium aus 11 Protonen und 12 Neutronen auf. Daraus ergibt sich als Atomgewicht 23. Dieser Wert entspricht dem auf experimentellem Wege gefundenen Atomgewicht von Natrium (22,997) weitgehend.

Berechnen Sie unter Verwendung der Tabelle 9 die Atomgewichte anderer Elemente, die auch keine Isotope bilden! Vergleichen Sie die gefundenen Werte mit den Atomgewichten in Tabelle 29 (Seite 164)!

[1]) Die Neutronenzahlen sind nach ihrem prozentualen Anteil geordnet.

Wenn ein Element Isotope besitzt, so muß deren prozentualer Anteil bei der Berechnung des Atomgewichtes berücksichtigt werden. Chlor zum Beispiel enthält etwa 75% des Isotops mit 17 Protonen und 18 Neutronen sowie 25% des Isotops, das im Atomkern 17 Protonen und 20 Neutronen enthält. Daraus ergibt sich für das Atomgewicht des Chlors:

$$0{,}75 \cdot 35 + 0{,}25 \cdot 37 = 26{,}25 + 9{,}25 = 35{,}5.$$

Aus dem Bestehen von Isotopen erklärt sich im wesentlichen die Tatsache, daß die Atomgewichte der meisten Elemente nicht ganzzahlig sind, obwohl das Atomgewicht eines Bausteins des Atomkerns rund 1 beträgt. Ferner ist daraus auch zu erklären, daß an einigen Stellen des Periodensystems die Reihenfolge der Elemente nicht durch steigendes Atomgewicht bestimmt wird.

Wie können Sie verständlich machen, daß Argon vor Kalium steht?

Der Zusammenhang zwischen Protonen- und Ordnungszahl sowie die Beziehungen zwischen Atomgewichten und Bau der Atomkerne deuten bereits darauf hin, daß die Anordnung der Elemente im Periodensystem durch den Atombau begründet ist.

Im Atomkern sind Protonen und Neutronen enthalten. Die Protonenzahl ist gleich der Ordnungszahl im Periodensystem der Elemente. Atomarten mit gleicher Protonen- aber verschiedener Neutronenzahl heißen Isotope.

3. Elektronenhülle. Die Anzahl der Elektronen, die sich in der Hülle eines Atoms befinden, entspricht wie die Protonenzahl der Ordnungszahl, weil das Atom nach außen elektrisch neutral ist.

Elektronenzahl = Ordnungszahl

Die Elektronen befinden sich, wie schon RUTHERFORD feststellte, in ständiger Bewegung um den Atomkern. Er sagte in seinem Atommodell aber noch nichts über eine Verteilung der Elektronen in der Atomhülle aus.

Der dänische Physiker NIELS BOHR (Abb.10) hat das von RUTHERFORD entworfene Atommodell durch Angaben über den Bau der Elektronenhülle und die Art der Elektronenbewegung vervollkommnet.

Nach den Vorstellungen von NIELS BOHR bewegen sich die Elektronen in bestimmten Abständen mit sehr großer Geschwindigkeit um den Atomkern. Sie beschreiben dabei Bahnen, die in verschiedenen Ebenen des Raumes verlaufen. Mehrere Elektronenbahnen, die ungefähr die gleiche Entfernung vom Atomkern haben, faßt man zu einer **Elektronenschale** zusammen. Die Elektronenschalen werden mit großen Buchstaben bezeichnet, beginnend mit K. Die K-Schale ist die dem Atomkern am nächsten gelegene Elektronenschale. Die Verteilung der Elektronen

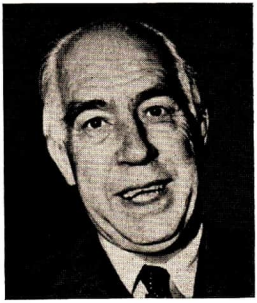


Abb. 10 NIELS BOHR

auf die Schalen ist gesetzmäßig. Die Schalen können jeweils nur eine bestimmte Anzahl Elektronen aufnehmen (Tab. 10).

Tabelle 10. Elektronenschalen

Bezeichnung der Elektronenschale	Maximale Aufnahmefähigkeit für Elektronen
K-Schale	2
L-Schale	8
M-Schale	18
N-Schale	32

Ausgehend von der Ordnungszahl können wir nun unter Berücksichtigung von Tabelle 9 die Atommodelle einiger Elemente aufstellen. Am einfachsten ist das Wasserstoffatom aufgebaut. Es besteht aus einem Proton im Kern, das von einem Elektron auf der K-Schale umkreist wird. Sauerstoff hat die Ordnungszahl 8. Sein Atomkern enthält daher 8 Protonen. In der Atomhülle sind ebenfalls 8 Elektronen enthalten. Von ihnen befinden sich 2 auf der dem Kern am nächsten gelegenen K-Schale, die damit gesättigt ist. Die übrigen 6 Elektronen befinden sich in der L-Schale. Nehmen wir nun an, daß wir das Atommodell für die häufigste Art von Sauerstoffatomen entwickeln, so müssen sich im Kern zusätzlich noch 8 Neutronen befinden. In Abbildung 11 ist das Modell eines solchen Sauerstoffatoms dargestellt.

Entwickeln Sie entsprechende Atommodelle für Lithium und Beryllium!

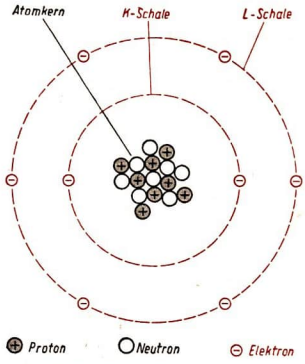


Abb. 11 Modell eines Sauerstoffatoms

Die Anzahl der Elektronen in der Atomhülle ist bei jedem Element gleich der Protonen- oder Ordnungszahl. Die Elektronenhülle besteht aus mehreren Schalen. Jede dieser Schalen kann eine bestimmte, größte Anzahl Elektronen aufnehmen. Die Elektronen bewegen sich mit sehr großer Geschwindigkeit um den Atomkern.

Das von uns besprochene Atommodell gleicht im Prinzip dem von Bohr vervollkommneten Atommodell Rutherfords, das **Rutherford-Bohrsches Atommodell** genannt wird. In ihm ist der Aufbau des Atomkerns aus Protonen und Neutronen noch nicht dargestellt. Die Kenntnis des Rutherford-Bohrschen Atommodells hat große Bedeutung für die Erklärung vieler chemischer und physikalischer Erscheinungen.

Der Atombau der ersten 18 Elemente des Periodensystems geht aus Abbildung 12 hervor.

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1. Periode	1 H							2 He
K-Schale	1							2
2. Periode	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
K-Schale	2	2	2	2	2	2	2	2
L-Schale	1	2	3	4	5	6	7	8
3. Periode	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
K-Schale	2	2	2	2	2	2	2	2
L-Schale	8	8	8	8	8	8	8	8
M-Schale	1	2	3	4	5	6	7	8

Abb. 12 Atombau der Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 18

Atombau und Periodensystem der Elemente

Das Element Wasserstoff aus der 1. Periode des Periodensystems hat die Ordnungszahl 1. Daraus entnehmen wir, daß die Atome dieses Elements in der K-Schale ein Elektron enthalten. Helium mit der Ordnungszahl 2 besitzt 2 Elektronen in der K-Schale, die damit ihre höchste Aufnahmefähigkeit erreicht hat. Das Element Lithium hat ein Proton und demzufolge auch ein Elektron mehr als Helium. Dieses Elektron muß in der L-Schale enthalten sein. Die L-Schale wird bei den nun folgenden Elementen der 2. Periode jeweils um ein weiteres Elektron aufgefüllt, bis sie beim Neon mit 8 Elektronen ihre maximale Aufnahmefähigkeit erreicht hat.

Bei den Elementen der 3. Periode beginnt die Auffüllung der M-Schale. Sie enthält beim Argon acht Elektronen. Damit ist bereits ein sehr stabiler Zustand erreicht. Deshalb werden die weiteren Elektronen der folgenden Elemente Kalium und Calcium in die N-Schale aufgenommen.

Zeichnen Sie die Atommodelle für Kalium und Calcium!

Erst bei den nächsten Elementen mit den Ordnungszahlen 21 bis 30 wird die M-Schale nachträglich bis zur maximalen Aufnahmefähigkeit (18 Elektronen) besetzt. Diese Elemente gehören zu den Nebengruppen des Periodensystems. Von der 4. Periode an wird also die Besetzung äußerer Elektronenschalen begonnen, bevor die Aufnahme-

fähigkeit der inneren Schalen erschöpft ist. Die inneren Schalen werden bei den Übergangselementen nachträglich aufgefüllt.

Eine Schale mit 8 Elektronen bezeichnen wir als **Achterschale**. Es bedarf sehr großer Energie, um ein Elektron aus einer voll besetzten Achterschale zu entfernen. Umgekehrt ist es nicht möglich, in eine solche Schale, wenn sie die äußerste Elektronenschale ist, ein weiteres Elektron hineinzubringen. Das gleiche gilt für die Zweierschale beim Helium. Abgeschlossene Edelgasschalen sind besonders stabil.

Wie wir gesehen haben, wird mit Beginn jeder Periode eine neue Elektronenschale aufgebaut. Die Nummer der Periode gibt daher an, wieviel Elektronenschalen ein Element besitzt und welche davon die Außenschale darstellt. Das Element Jod zum Beispiel steht in der 5. Periode. Es hat 5 Elektronenschalen, die K-, L-, M-, N- und O-Schale.

Welche Elektronenschalen sind bei den Elementen Stickstoff, Selen und Rubidium anzutreffen?

Aus Abbildung 12 erkennen wir, daß die Elemente der I. Hauptgruppe ein Elektron in der äußeren Schale besitzen. Die Elektronen der äußeren Schale werden als **Außenelektronen** bezeichnet. Die Elemente der II. Hauptgruppe haben zwei Außenelektronen.

Vergleichen Sie in Abbildung 12 die Nummer der anderen Hauptgruppen mit der Anzahl der Außenelektronen bei den zugehörenden Elementen!

Gruppennummer und Anzahl der Elektronen in der äußeren Schale stimmen bei allen Elementen der Hauptgruppen überein. Daher können wir aus der Zugehörigkeit eines Elementes zu einer Hauptgruppe sagen, wieviel Außenelektronen es besitzt.

Wieviel Außenelektronen haben die Elemente Blei, Brom und Strontium?

Das Gesetz der Periodizität erkennen wir auch bei Betrachtung des Baues der Außenschalen. Die Anzahl der Außenelektronen ist von der Ordnungszahl periodisch abhängig (Abb. 13).

Der Bau der Atome erklärt uns die Anordnung der Elemente im Periodensystem. MENDELEJEW war diese Grundlage des Periodensystems nicht bekannt, aber dennoch konnte er es entwickeln. Daraus ist die große Leistung MENDELEJEWS besonders

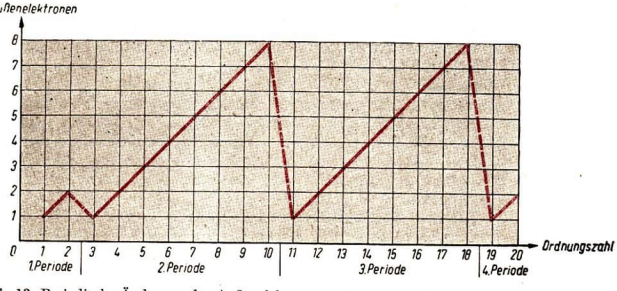


Abb. 13 Periodische Änderung der Außenelektronenzahl in Abhängigkeit von der Ordnungszahl

deutlich sichtbar. Die späteren Forschungen über den Atombau bewiesen die Richtigkeit seiner Gedanken und Arbeiten.

Eine besondere Stellung nehmen die Edelgase ein. Abgesehen vom Helium, haben die Edelgase stets acht Elektronen in der äußeren Schale (Tab.11).

Tabelle 11. Verteilung der Elektronen bei den Edelgasen

Edelgas	Protonenzahl	K	L	M	N	O	P
Helium	2	2					
Neon	10	2	8				
Argon	18	2	8	8			
Krypton	36	2	8	18	8		
Xenon	54	2	8	18	18	8	
Radon	86	2	8	18	32	18	8

Im Periodensystem unterscheiden sich die Protonenzahlen von Nachbarelementen in der Periode jeweils um 1. Zwischen den Atomen dieser Elemente bestehen also geringe quantitative Unterschiede, die zugleich mit unterschiedlichen Eigenschaften verbunden sind.

Welche quantitativen Unterschiede und welche damit zusammenhängenden unterschiedlichen Eigenschaften stellen Sie zum Beispiel durch Vergleich von Natrium und Magnesium fest?

Die Elektronen sind in der Atomhülle gesetzmäßig auf die Schalen verteilt. Edelgasschalen sind besonders stabil. Die Nummer der Periode ist gleich der Nummer der Außenschale. Die Nummer der Gruppe gibt bei den Elementen der Hauptgruppen die Zahl der Außenelektronen an (ausgenommen Helium).

Ionenbildung

Wir wissen bereits, daß Natriumatome durch Abgabe eines Elektrons in Natriumionen übergehen. Genaue Untersuchungen haben gezeigt, daß bei diesem Vorgang das Außenelektron abgegeben wird (Abb.14). Da die Protonenzahl erhalten bleibt, wird eine positive Ladung nicht mehr ausgeglichen. Das Natriumion hat deshalb eine positive elektrische Ladung. Durch die Abgabe des Außenelektrons besitzt das Natriumatom als Außenschale eine stabile Achterschale.

Welches Edelgas hat die gleiche Elektronenhülle wie das Natriumion?

Ähnlich wie Natrium geben auch die anderen Elemente in der I. Hauptgruppe des Periodensystems ihr Außenelektron leicht ab und bilden einfach positiv geladene Ionen. Dabei entsteht die Außenschale des im Periodensystem der Elemente voran-

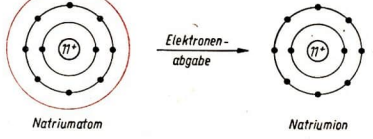


Abb. 14 Ionenbildung durch Elektronenabgabe

gehenden Edelgases. Wasserstoff gibt gewöhnlich bei der Ionenbildung ebenfalls sein Außenelektron ab. Es bleibt dann der Atomkern des Wasserstoffs, das Proton, als Ion zurück. Der Wasserstoff ähnelt deshalb in seinem Verhalten den Alkalimetallen.

Die Elemente der II. Hauptgruppe besitzen zwei Außenelektronen und können deshalb zweifach positiv geladene Ionen bilden.

Erläutern Sie den Vorgang beim Calcium!

Welches Element hat die gleiche Elektronenhülle, die das Calciumion besitzt?

Die Elektronen, die bei der Ionenbildung abgegeben werden, heißen **Valenzelektronen.**

Chloratome gehen durch Aufnahme eines Elektrons in Chloridionen über (Abb. 15). Da die Protonenzahl sich nicht ändert, wird die zusätzliche negative Ladung der Elektronenhülle nicht ausgeglichen. Das Chloridion besitzt einfach negative Ladung. Bei dieser Ionenbildung wird die Außenschale des Chloratoms, die sieben Elektronen enthält, zur Achterschale aufgefüllt.

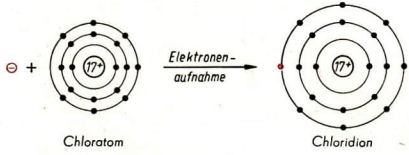


Abb. 15 Ionenbildung durch Elektronenaufnahme

Bei welchem Edelgas treffen Sie den Aufbau der Elektronenhülle des Chloridions an?

Ähnlich wie Chlor bilden auch die anderen Elemente der VII. Hauptgruppe unter Aufnahme eines Elektrons einfach negativ geladene Ionen. Dabei entsteht die stabile Achterschale des im Periodensystem der Elemente folgenden Edelgases.

Welches Atom hat die gleiche Elektronenhülle wie das Jodidion?

Die Elemente der VI. Hauptgruppe bilden zweifach negativ geladene Ionen.

Erläutern Sie den Vorgang beim Sauerstoff! Welches Edelgas hat die Elektronenhülle des Sauerstoffions?

Die Bildung von Ionen aus Atomen erfolgt unter Elektronenaufnahme oder Elektronenabgabe, wobei die Protonenzahl stets erhalten bleibt. Dabei kommt es zur Ausbildung der stabilen Schalen von Edelgasen.

Elemente mit $\frac{\text{kleiner}}{\text{großer}}$ Außenelektronenzahl bilden $\frac{\text{positive}}{\text{negative}}$ Ionen unter $\frac{\text{Abgabe}}{\text{Aufnahme}}$ von Elektronen.

Die Elektronen, die von einem Atom bei der Bildung positiver Ionen abgegeben werden, heißen Valenzelektronen. Die Elemente bilden durch Abgabe beziehungsweise Aufnahme von Elektronen stabile Edelgasschalen aus.

Beispiele der chemischen Bindung

1. Ionenbindung. Metallisches Natrium setzt sich mit Chlor zu Natriumchlorid um. Diese chemische Reaktion können wir uns mit Hilfe des RUTHERFORD-BOHRschen Atommodells erklären. Natrium gibt sein Außenelektron leicht ab, Chlor dagegen nimmt ein Elektron auf. Das Valenzelektron des Natriums geht bei der Reaktion in

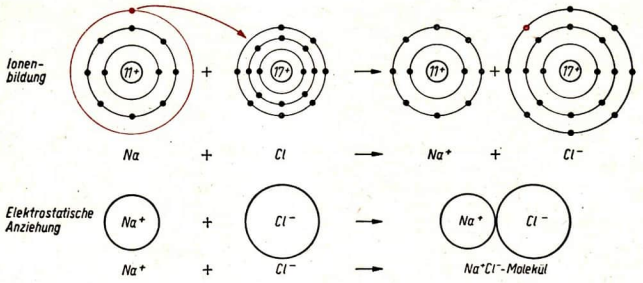


Abb. 16 Schematische Darstellung der Ionenbindung

die mit sieben Elektronen besetzte Außenschale des Chloratoms über. Unter Ausbildung der entsprechenden Edelgasschalen entstehen ein elektrisch positiv geladenes Natrium- und ein negatives Chloridion (Abb. 16).

Wir wissen, daß ungleichartige elektrische Ladungen einander anziehen. Die entstandenen Ionen haften infolge der zwischen ihnen wirkenden starken elektrostatischen Anziehungskräfte aneinander. Ein Natrium- und ein Chloridion bilden das **Ionenmolekül** des Natriumchlorids. Die Art der chemischen Bindung zwischen den Elementen im Natriumchlorid bezeichnen wir als **Ionenbindung.**

Ein Kochsalzkristall besteht aus sehr vielen Natrium- und Chloridionen in regelmäßiger Anordnung. Bringen wir Kochsalz in Wasser, so werden die Anziehungskräfte zwischen den Ionen geschwächt, und der Ionenverband löst sich auf. Dissoziation tritt ein.

Reaktionen mit Ionenbindung lassen sich durch eine besondere Schreibweise ausdrücken, die **Elektronenschreibweise.** Dabei werden die Außenelektronen der Elemente durch Punkte angegeben, die um das betreffende Symbol angeordnet sind. Die Atome von Elementen der 3. Periode werden zum Beispiel in der Elektronenschreibweise wie folgt dargestellt:

$$\cdot\mathrm{Na}\,,\ \cdot\mathrm{Mg}\cdot\,,\ \cdot\mathrm{Al}:\,,\ \cdot\mathrm{Si}\cdot\,,\ \cdot\mathrm{P}\cdot\,,\ \cdot\mathrm{S}\cdot\,,\ :\mathrm{Cl}\cdot\,,\ :\mathrm{Ar}:\,.$$

In den folgenden Gleichungen ist die Elektronenschreibweise auf die Entstehung der Ionenbindung bei Natriumchlorid angewendet:

Ionenbildung $\quad \mathrm{Na}\cdot + \cdot\mathrm{Cl}: \rightarrow \mathrm{Na}^+ + :\mathrm{Cl}:^-$

Elektrostatische Anziehung $\quad \mathrm{Na}^+ + :\mathrm{Cl}:^- \rightarrow \mathrm{Na}^+ :\mathrm{Cl}:$

Vergleichen Sie diese Elektronenschreibweise mit Abbildung 16!
Stellen Sie die Hauptgruppenelemente der 4. Periode in der Elektronenschreibweise dar!

Die Metalle der Hauptgruppen I bis III bilden besonders mit den typischen Nichtmetallen Ionenverbindungen. Wichtige Beispiele sind die Metallchloride und einige Metalloxyde. Auch die Salze der sauerstoffhaltigen Säuren sind aus Ionen aufgebaut.

Stellen Sie die Bildung eines Ionenmoleküls Magnesiumchlorid in der Elektronenschreibweise dar!

Die Vorstellungen über die Ionenbindung wurden hauptsächlich von dem deutschen Physiker Walter Kossel entwickelt (1916).

Ionenbindung kommt dadurch zustande, daß Atome Valenzelektronen austauschen. Die dabei entstehenden Ionen haften durch elektrostatische Anziehung aneinander.

2. Atombindung. Nichtelektrolyte sind in wäßriger Lösung nicht dissoziiert. Wir dürfen deshalb annehmen, daß sich diese Verbindungen nicht aus Ionen aufbauen. In der wäßrigen Lösung von Metallhydroxyden ist die Hydroxylgruppe OH^- nicht weiter in Ionen gespalten, da die Bausteine dieser Gruppe, Sauerstoff und Wasserstoff, nicht durch Ionenbindung aneinander gebunden sind.

Chlorgas zum Beispiel besteht aus zweiatomigen Molekülen. Die beiden Chloratome eines Moleküls können aber ihre Edelgasschalen nicht durch Elektronenaustausch bilden, wie wir ihn bei der Entstehung eines Natriumchloridmoleküls kennenlernten. Nähere Untersuchungen haben ergeben, daß die beiden Atome im Chlormolekül durch ein gemeinsames Elektronenpaar gebunden werden. Jedes der sich verbindenden Chloratome steuert ein Elektron bei (Abb. 17). Das bindende Elektronenpaar gehört sowohl dem einen als auch dem anderen Chloratom an. Jedes der beiden Atome im Chlormolekül hat dadurch die stabile Achterschale des Edelgases Argon.

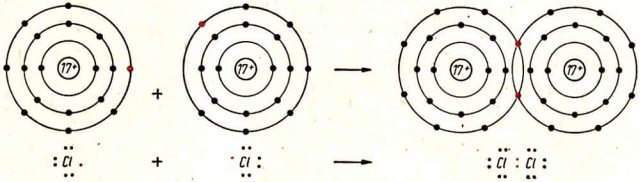


Abb. 17 Schematische Darstellung der Atombindung

Die beschriebene Bindung ist eine **Elektronenpaarbindung** oder **Atombindung.** Sie liegt außer in den Molekülen der Halogene auch im Wasserstoffmolekül sowie zwischen den Kohlenstoffatomen im Diamant vor.

Stellen Sie die Bildung eines Brommoleküls mit Hilfe der Elektronenschreibweise dar!

Außer der Atombindung und der Ionenbindung gibt es noch weitere Arten chemischer Bindung, die zwischen beiden als Übergänge möglich sind.

Die Atombindung wird durch ein gemeinsames Elektronenpaar bewirkt.

Chemische Eigenschaften und Bau der Elektronenhülle

1. Wertigkeit. Zwischen der Wertigkeit der Elemente in Ionenverbindungen und der Zahl der Außenelektronen besteht ein unmittelbarer Zusammenhang. Im Natriumoxyd Na_2O, Magnesiumoxyd MgO und Aluminiumoxyd Al_2O_3 zum Beispiel sind die Metalle ein-, zwei- beziehungsweise dreiwertig. Die entsprechenden Metallatome geben bei der Ionenbildung, ein, zwei beziehungsweise drei Elektronen ab. Wir erkennen, daß die Wertigkeit der Metalle gegen Sauerstoff gleich der Zahl der Elektronen ist, die sie bei der Ionenbildung abgeben.

Bei elektrisch negativ geladenen Ionen entspricht die Wertigkeit der Zahl der bei der Ionenbildung aufgenommenen Elektronen. Im Natriumchlorid zum Beispiel ist Chlor einwertig, weil es ein Elektron aufgenommen hat. Ähnlich läßt sich die Zweiwertigkeit des Sauerstoffs in den Metalloxyden deuten.

Weshalb ist das Element Fluor im Calciumfluorid einwertig?

Die Wertigkeit der Elemente in Ionenverbindungen stimmt in den ersten Hauptgruppen des Periodensystems mit der Nummer der Hauptgruppe überein. Bei den letzten Hauptgruppen ist sie gleich der Differenz zwischen der Gruppennummer und acht.

In der Atomverbindung entspricht die Wertigkeit der Elemente im allgemeinen der Anzahl der Elektronen, die zur Bildung von Elektronenpaaren beigesteuert werden. Im Methan CH_4 zum Beispiel liefern die Wasserstoffatome je ein Elektron, das Kohlenstoffatom 4 Elektronen:



Kohlenstoff ist daher im Methan vierwertig, Wasserstoff einwertig.

In Ionenverbindungen ist die Wertigkeit der beteiligten Elemente gleich der Anzahl der abgegebenen beziehungsweise aufgenommenen Elektronen.

2. Weitere Eigenschaften. Die Reaktionsfähigkeit der Elemente erklärt sich ebenfalls aus dem Bau der Elektronenhülle.

Die Edelgasatome zum Beispiel haben als äußere Elektronenschalen abgeschlossene, stabile Achterschalen (Helium Zweierschale). Edelgase sind nicht in der Lage, Elektronen abzugeben oder aufzunehmen. Daraus erklärt sich ihre Reaktionsträgheit.

Die Reaktionsfähigkeit der übrigen Elemente beruht auf der Eigenschaft ihrer Atome, bei Reaktionen mit anderen Atomen Edelgasschalen zu erlangen.

Die Alkalimetalle besitzen nur ein Außenelektron, das verhältnismäßig locker gebunden ist und leicht abgegeben wird. Daraus erklärt sich zum Beispiel ihr großes Bindungsbestreben zu Sauerstoff und anderen Atomen, die Elektronen leicht unter Bildung einer Achterschale aufnehmen.

Die Halogene haben sieben Elektronen in der Außenschale. Sie brauchen bei chemischen Vorgängen nur ein Elektron aufzunehmen, damit sich eine stabile Achterschale bildet. Das ist die Ursache für die große Reaktionsfähigkeit der Halogene.

Die Eigenschaft der Elemente, Elektronen abzugeben, wird in den Hauptgruppen I bis VII immer geringer. Ausgehend von der VII. Hauptgruppe nimmt die Eigenschaft, Elektronen aufzunehmen, mit fallender Gruppennummer ab.

Vergleichen Sie diese Gesetzmäßigkeit mit dem basischen und sauren Charakter der Elemente in der 3. Periode (Tabelle 6, Seite 19)!

Auf der Grundlage des RUTHERFORD-BOHRschen Atommodells können wir eine neue Begriffsbestimmung für Metalle und Nichtmetalle geben. Metalle sind Elemente, die bei einer Reaktion das Bestreben zur Abgabe von Elektronen zeigen und dabei positive Ionen bilden. Nichtmetalle neigen zur Elektronenaufnahme und bilden negative Ionen. Manche Elemente vermögen sowohl Elektronen abzugeben als auch aufzunehmen. Infolgedessen kann zwischen Metallen und Nichtmetallen keine scharfe Grenze gezogen werden. Zwischen beiden gibt es Übergänge, die von den amphoteren Elementen gebildet werden.

Die chemischen Eigenschaften der Elemente sind durch den Bau der äußeren Elektronenschale bestimmt, insbesondere durch die Zahl der Elektronen in dieser Schale. Da die Elemente einer Hauptgruppe den gleichen Bau der Außenschale aufweisen, besitzen sie ähnliche chemische Eigenschaften. Die Abstufungen der Eigenschaften innerhalb einer Hauptgruppe haben ihre Ursache in der unterschiedlichen Anzahl und dem Bau der inneren Elektronenschalen.

Da sich mit steigender Ordnungszahl der gleiche Bau der äußeren Elektronenschale gesetzmäßig wiederholt, hängen auch die chemischen Eigenschaften der Elemente periodisch von der Anzahl der Protonen (Ordnungszahl) ab. Damit ist das Gesetz der Periodizität in bezug auf die chemischen Eigenschaften aus dem Atombau begründet.

Die chemischen Eigenschaften der Elemente in den Hauptgruppen werden vor allem durch die Anzahl der Elektronen in der äußeren Schale bestimmt.

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. *Welchen Raum würden die Kerne der Atome in 1 m³ Eisen einnehmen, wenn man sie dicht zusammenpackte?*
   Anleitung: Rechnen Sie mit den kleinsten Würfeln, in die ein Atom beziehungsweise ein Atomkern gerade hineinpassen! Kantenlänge = Durchmesser des Atoms beziehungsweise des Kerns.
2. *Kennzeichnen Sie die Atomhypothese DALTONS! Welche seiner Annahmen wird durch die Existenz der Isotope widerlegt?*
3. *Erläutern Sie, wie weit die PROUTsche Hypothese nach unseren heutigen Kenntnissen über den Bau der Atome bestätigt wird!*
4. *Beschreiben Sie die RUTHERFORD-BOHRschen Atommodelle für die Elemente a) Schwefel, b) Brom, c) Germanium! Zeichnungen!*
   Welcher Zusammenhang besteht zwischen dem Bau der Atome und den Hauptgruppen des Periodensystems, denen die genannten Elemente angehören?
5. *Welche Elemente haben folgenden Bau der äußeren Elektronenschalen (Abb. 18)?*

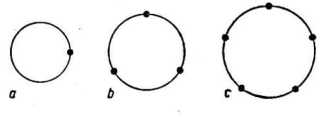
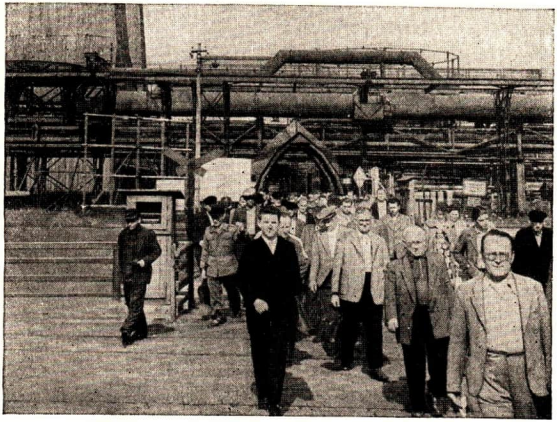


Abb. 18 Aufbau der Außenschalen einiger Elemente

6. *Worauf führen Sie bei Magnesium und Calcium die gemeinsamen, worauf die sich unterscheidenden Eigenschaften zurück?*
7. *Geben Sie für die Elemente der I. Hauptgruppe des Periodensystems (einschließlich Wasserstoff) die Verteilung der Elektronen auf die Schalen K bis P an!*
   Anleitung: Benutzen Sie die Elektronenanordnung bei den Edelgasen, und beachten Sie, daß auf ein Edelgas stets ein Alkalimetall folgt!
8. *Erläutern Sie anhand von Zeichnungen die Ionenbildung bei folgenden Elementen: a) Kalium, b) Aluminium, c) Brom, d) Schwefel!*
9. *Welche chemische Bindung liegt vor in:*
   a) Natriumoxyd, b) Magnesiumchlorid, c) Calciumoxyd, d) einem Jodmolekül, e) einem Wasserstoffmolekül?
   Schreiben Sie die Elektronenformeln dieser Verbindungen auf!
10. *Warum ist Aluminium dreiwertig?*
11. *Begründen Sie das Gesetz der Periodizität aus dem Atombau!*
12. *Nennen Sie einige Hauptetappen in der historischen Entwicklung der Lehre vom Bau der Atome!*
13. *Erklären Sie die Reaktionsträgheit der Edelgase!*
14. *Für welche Elemente sind in der Tafel am Anfang des Lehrbuches Atommodelle dargestellt?*



Schichtwechsel im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht".

Täglich gehen Tausende Arbeiter, Ingenieure und Techniker durch die Werktore des größten Betriebes der Deutschen Demokratischen Republik. Im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" werden viele Produkte hergestellt, von denen die Stickstofferzeugnisse von besonderer Bedeutung sind. Stickstoff ist ein wichtiger Nährstoff für die Kulturpflanzen. Auch das Element Phosphor ist ein unentbehrlicher Pflanzennährstoff. Im 3. Kapitel lernen wir kennen, wie unsere Betriebe die Losung des großen Chemieprogramms „Chemie gibt Brot" in die Tat umsetzen.

3. KAPITEL

Stickstoffgruppe

Atombau und Wertigkeit

Zur Stickstoffgruppe gehören die Elemente Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon und Wismut. Sie bilden die fünfte Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente.

Welche Ähnlichkeit stellen Sie im Atombau bei den Elementen der Stickstoffgruppe fest (Tabelle 12)?

Die Elemente der Stickstoffgruppe können drei Elektronen aufnehmen oder fünf abgeben, damit sie eine stabile äußere Elektronenschale erreichen.

Welche Edelgasschalen bilden diese Elemente aus? Verwenden Sie hierzu die Tabellen 11 (Seite 35) und 12!

Tabelle 12. Atombau bei den Elementen der Stickstoffgruppe

Element	Atomgewicht	Protonenzahl	Verteilung der Elektronen auf die Schalen					
			K	L	M	N	O	P
Stickstoff	14,01	7	2	5				
Phosphor	30,98	15	2	8	5			
Arsen	74,91	33	2	8	18	5		
Antimon	121,76	51	2	8	18	18	5	
Wismut	209,00	83	2	8	18	32	18	5

Gegenüber Wasserstoff sind die Elemente der Stickstoffgruppe dreiwertig, gegenüber Sauerstoff maximal fünfwertig.

Welche Summenformel hat die entsprechende Wasserstoff- beziehungsweise Sauerstoffverbindung?

In den folgenden Untersuchungen wenden wir unsere Kenntnisse über das Periodensystem an.

Stickstoff

Stickstoff ist ein bei Zimmertemperatur gasförmiges Element, das aus zweiatomigen Molekülen besteht. Molekularer Stickstoff hat daher die Formel N_2.

1. Vorkommen. Das Element Stickstoff ist der Hauptbestandteil der Luft (Tab. 13).

Tabelle 13. Zusammensetzung trockener Luft

Gas	Volumenprozente
Stickstoff	78,1 %
Sauerstoff	20,9 %
Edelgase	0,97 %
Kohlendioxyd	0,03 %

Außerdem kommt der Stickstoff in der belebten und unbelebten Natur in zahlreichen Verbindungen vor. In der Erdrinde befinden sich einige stickstoffhaltige Mineralien. Die Stein- und Braunkohlen zum Beispiel enthalten geringe Mengen Stickstoffverbindungen.

Stickstoff ist ein Bestandteil lebenswichtiger Verbindungen, die in den Pflanzen- und Tierzellen enthalten sind.

Wie wir bereits wissen, nehmen die Pflanzen keinen elementaren Stickstoff, sondern nur Stickstoffverbindungen auf, die im Boden enthalten sind. Der Stickstoff dient den Pflanzen zum Aufbau des Protoplasmas. Mensch und Tier können den notwendigen Stickstoff nur mit pflanzlichen und tierischen Nahrungsmitteln zu sich nehmen. Mit abgestorbenen Organismen, Kot und Harn gelangen Stickstoffverbindungen ständig in den Boden zurück. Bei ihrer Zersetzung durch Bakterientätigkeit entweicht ein geringer Teil des Stickstoffs in die Luft. Den Stickstoff der Luft ver-

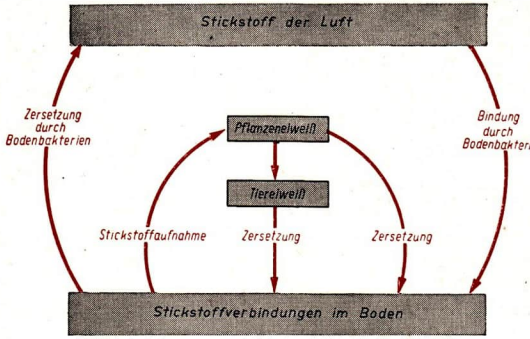


Abb. 19 Umwandlung der Stickstoffverbindungen in der Natur

mögen bestimmte Bakterienarten, die im Boden und in den Wurzeln der Schmetterlingsblütengewächse leben, in Verbindungen zu überführen, die von den Pflanzen aufgenommen werden können.

Wir erkennen, daß die Stickstoffverbindungen in der Natur umgewandelt werden (Abb.19). In diese natürlichen Prozesse greifen die Menschen ein. In chemischen Betrieben wird zum Beispiel der Stickstoff aus der Luft zu Düngemitteln verarbeitet. Diese Düngemittel haben für die Landwirtschaft große Bedeutung.

2. Darstellung und Eigenschaften. Wir stellen Stickstoff dar, indem wir aus der Luft Kohlendioxyd und Sauerstoff abtrennen. Die Edelgase entfernen wir nicht, da sie die Untersuchung des Stickstoffs nicht beeinflussen.

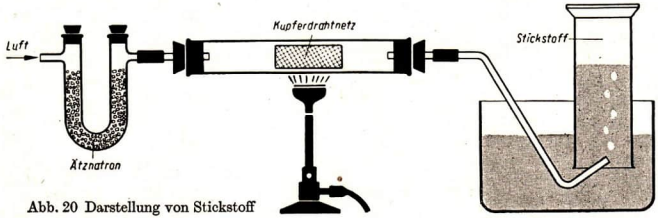


Abb. 20 Darstellung von Stickstoff

Versuch 6: *In der Versuchsanordnung nach Abbildung 20 wird Luft über Ätznatron und ein erhitztes Kupferdrahtnetz geleitet. Das Restgas fangen wir*

pneumatisch in zwei Standzylindern auf. Die gefüllten Standzylinder werden mit Glasplatten abgedeckt.
Stellen Sie die Farbe des Restgases fest!

Im Versuch 6 reagierte das in der Luft enthaltene Kohlendioxyd mit Ätznatron. Der Sauerstoff hat sich mit Kupfer verbunden. Dadurch besteht das Restgas vor allem aus Stickstoff.

Stellen Sie die chemischen Gleichungen dafür auf!

Versuch 7: *Von zwei mit Stickstoff gefüllten Standzylindern wird der erste mit der Öffnung nach unten, der zweite umgekehrt an einem Stativ befestigt. Nach kurzer Zeit führen wir in beide Standzylinder eine brennende Kerze ein. Beobachten Sie die Kerzenflamme!*

Stickstoff ist ein farbloses Gas. Es hat eine etwas geringere Dichte als Luft. Stickstoff ist nicht brennbar und fördert die Verbrennung nicht. Er ähnelt in dieser Hinsicht dem Kohlendioxyd.

In Tabelle 14 vergleichen wir einige Eigenschaften des Stickstoffs mit denen von Sauerstoff und Kohlendioxyd.

Wie können wir Stickstoff und Kohlendioxyd voneinander unterscheiden?

Tabelle 14. Wichtige Eigenschaften von Stickstoff, Sauerstoff und Kohlendioxyd

Merkmale	Stickstoff	Sauerstoff	Kohlendioxyd
Farbe	farblos	farblos	farblos
Dichte im Vergleich zu Luft	etwas geringer	etwas größer	eineinhalbmal größer
Brennbarkeit	nicht brennbar	nicht brennbar	nicht brennbar
Einfluß auf den Verbrennungsvorgang	keine Reaktion	fördert die Verbrennung	keine Reaktion
Reaktion mit Baryt- oder Kalkwasser	keine Reaktion	keine Reaktion	trübt Baryt- oder Kalkwasser

Stickstoff hat unter normalen Bedingungen nur sehr geringes Bestreben, mit anderen Elementen zu reagieren. Stickstoff ist also sehr reaktionsträge.

In der chemischen Industrie wird der Stickstoff aus der Luft gewonnen. Er wird auf chemischem Wege vom Sauerstoff getrennt, indem Luft in Generatoren mit glühenden Kohlen oder Koks reagiert.

Stellen Sie entsprechende Reaktionsgleichungen auf!

Die in dem Generatorgas enthaltenen Oxyde des Kohlenstoffs werden durch weitere Verfahren aus dem Gasgemisch entfernt. Diese Art der Stickstoffherstellung wird im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" im großen Umfang durchgeführt.

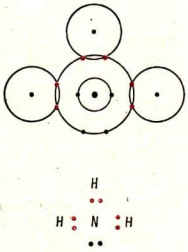
Die Bestandteile der Luft können auch auf physikalischem Wege voneinander getrennt werden. Hierbei nutzt man die unterschiedlichen Siedepunkte von flüssigem Stickstoff (−195,8° C) und flüssigem Sauerstoff (−182,9° C) aus. Die Luft wird bei Temperaturen von etwa −200° C verflüssigt. Danach läßt man sie allmählich verdampfen.

Welcher Bestandteil siedet zuerst?

Beträchtliche Mengen Stickstoff dienen zur Herstellung von Stickstoffdüngemitteln und Salpetersäure.

Stickstoff ist Hauptbestandteil der Luft. Er ist ein farbloses Gas, das eine geringere Dichte als Luft besitzt, nicht brennt und die Verbrennung nicht fördert. Er ist reaktionsträge. Der Stickstoff der Luft wird in großen Mengen zur Herstellung von Düngemitteln verwendet.

Ammoniak



1. Zusammensetzung und Eigenschaften. Aus der Stellung des Stickstoffs im Periodensystem folgt, daß dieses Element durch Aufnahme von drei Elektronen die Edelgasschale von Neon bildet. Die Elektronen können beispielsweise vom Wasserstoff geliefert werden, der dann mit Stickstoff eine Atombindung eingeht. Durch ein gemeinsames Elektronenpaar bekommt Wasserstoff die Heliumschale (Abb. 21). Unseren Überlegungen entnehmen wir, daß es eine Stickstoff-Wasserstoff-Verbindung mit der Zusammensetzung NH_3 geben muß.

Wir versuchen auf dem Wege der Synthese diese Verbindung darzustellen.

Abb. 21 Molekülmodell des Ammoniaks

Versuch 8: *In die in Abbildung 22 dargestellte Apparatur wird Paraffinöl oder konzentrierte Kalilauge eingefüllt. Wir leiten nun ein Gemisch aus 1 Raumteil Stickstoff und 3 Raumteilen Wasserstoff ein. Dann werden die Elektroden mit einem Funkeninduktor verbunden und das Gemisch durch elektrische Funken zur Reaktion gebracht.*
Beobachten Sie das Volumen des Gasgemisches, und führen Sie eine Geruchsprobe durch!

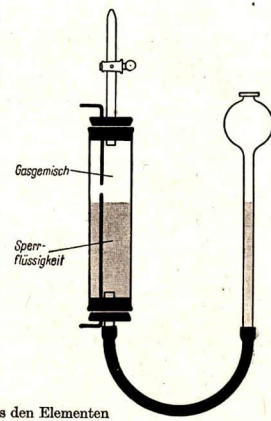


Abb. 22 Bildung von Ammoniak aus den Elementen

Die Reaktion von Stickstoff mit Wasserstoff verläuft unter Volumenabnahme. Dabei bildet sich ein stechend riechendes Gas, das sich unserer Vermutung nach aus Wasserstoff und Stickstoff zusammensetzt:

$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3 \quad Q = -22\,\text{kcal}.$$

Das Gas heißt **Ammoniak NH_3**.

Ammoniak entsteht auch bei der Verkokung von Steinkohle. Es wird im Gaswäscher mit Hilfe von Wasser aus dem Rohgas entfernt. Dabei entsteht **Ammoniakwasser.**

Versuch 9: *Ammoniakwasser wird in ein Becherglas gegossen. Was können Sie über Farbe und Geruch des aus der Lösung entweichenden Gases aussagen?*

Ammoniak entweicht zum Teil schon bei Zimmertemperatur aus Ammoniakwasser. Ammoniak ist ein farbloses Gas, das stechend riecht und auf Augen und Atemwege ätzend wirkt. Wenn Ammoniakwasser erhitzt wird, entweicht das Gas in größeren Mengen.

Vorsicht beim Arbeiten mit Ammoniak und Ammoniakwasser! Schützen Sie die Augen vor Spritzern!
Führen Sie die Geruchsprobe äußerst vorsichtig durch!

Wir zerlegen Ammoniak, indem Wasserstoff an Sauerstoff gebunden wird.

Versuch 10: *Ammoniakwasser wird in einen Rundkolben gegeben und vorsichtig erhitzt. Das entweichende Ammoniak wird in einem U-Rohr mit Ätznatron getrocknet und in einem Verbrennungsrohr über erhitztes Kupfer(II)-oxyd geleitet. Das Restgas fangen wir in einem Standzylinder pneumatisch auf (Abb. 23).*

Beobachten Sie die Vorgänge im Verbrennungsrohr!
Was erkennen Sie bei der Untersuchung des Gases mit Barytwasser und einer brennenden Kerze?

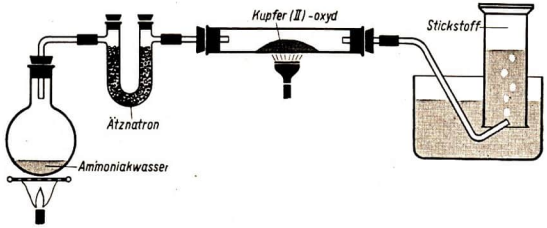


Abb. 23 Analyse von Ammoniak

Kupfer(II)-oxyd reagiert mit Ammoniak. Im Verbrennungsrohr beobachten wir als Endstoffe Kupfer und Wassertröpfchen. Daraus entnehmen wir, daß Wasserstoff im Ammoniak enthalten ist. Das Restgas reagiert nicht mit Barytwasser, ferner ist es nicht brennbar und fördert die Verbrennung nicht. Bei der Reaktion ist demnach Stickstoff als ein weiterer Endstoff entstanden. Die Gleichung für die Zerlegung von Ammoniak lautet:

$$2\,NH_3 + 3\,CuO \rightarrow 3\,Cu + 3\,H_2O + N_2.$$

Wir wissen bereits, daß sich Ammoniak in Wasser löst. Diese Eigenschaft soll genauer untersucht werden.



Abb. 24 Löslichkeit von Ammoniak in Wasser

Versuch 11: *Ein Rundkolben wird durch Luftverdrängung mit Ammoniak gefüllt. Wir verschließen ihn mit einem einfach durchbohrten Stopfen, durch den ein zur Düse ausgezogenes Rohrstück führt. Der Rundkolben wird, wie in Abbildung 24 dargestellt, auf einen Stehkolben aufgesetzt. Im Stehkolben befindet sich Wasser, das mit einigen Tropfen Phenolphthaleinlösung versetzt ist. Durch das Winkelrohr blasen wir solange Luft ein, bis die ersten Wassertropfen in den Rundkolben gedrückt sind.*
Beobachten Sie den Vorgang im oberen Kolben!

Ammoniak löst sich sehr leicht in Wasser. Bei einer Temperatur von 20°C und normalem Luftdruck können sich rund 700 Raumteile Ammoniak in einem Raumteil Wasser lösen. Die im Handel erhältliche konzentrierte Ammoniaklösung (Salmiakgeist) enthält etwa 25% Ammoniak.

Die wäßrige Lösung von Ammoniak reagiert schwach basisch. Ammoniak muß sich also teilweise mit Wasser zu einem Hydroxyd verbinden:

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH\,.$$

Vergleichen Sie die Zusammensetzung dieses Hydroxydes mit der von Natriumhydroxyd und Calciumhydroxyd!

Die Hydroxyde, die wir bisher kennengelernt haben, dissoziieren in wäßriger Lösung in positiv geladene Metallionen und negativ geladene Hydroxylionen. Bei dem hier gebildeten Hydroxyd treten an die Stelle der Metallionen zusammengesetzte Ionen mit einfach positiver Ladung:

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$
$$NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + OH^-\,.$$

Diese Ionen heißen **Ammoniumionen NH_4^+**. Die Base nennen wir **Ammoniumhydroxyd NH_4OH.** Ammoniumhydroxyd ist in Wasser nur schwach dissoziiert.

Was schließen Sie daraus für die Stärke dieser Base?

Beim Erwärmen einer Ammoniaklösung wird zunächst das physikalisch gelöste Ammoniak ausgetrieben. Wir erhalten aber kein Ammoniumhydroxyd in fester Form, da es in Ammoniak und Wasser zerfällt:

$$NH_4OH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O\,.$$

Bildung und Zerfall des Ammoniumhydroxyds sind also temperaturabhängige umkehrbare Reaktionen:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4OH\,.$$

Abschließend untersuchen wir, ob Ammoniak brennbar ist.

Versuch 12: *Ammoniak wird in einem U-Rohr mit Ätznatron getrocknet. Das Gas leiten wir in ein mit Sauerstoff gefülltes weites Glasrohr ein. Dann wird*

das Ammoniak entzündet (Abb. 25) und ein trockenes Uhrglas über das Glasrohr gehalten.
Beobachten Sie die Vorgänge im Glasrohr und am Uhrglas!

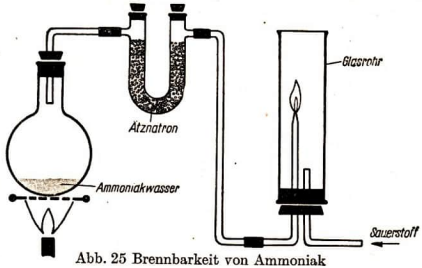


Abb. 25 Brennbarkeit von Ammoniak

Ammoniak brennt in Sauerstoff. Als Endstoffe entstehen Wasser und Stickstoff:

$$4\,NH_3 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O$$
$$Q = -303\ \text{kcal}.$$

Ammoniak NH_3 ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das in Sauerstoff brennt; es löst sich sehr leicht in Wasser. Ein Teil Ammoniak setzt sich dabei mit Wasser zu Ammoniumhydroxyd NH_4OH um. Ammoniumhydroxyd dissoziiert gering in einfach positiv geladene Ammoniumionen NH_4^+ und negativ geladene Hydroxylionen OH^-. Es ist eine schwache Base.

2. Chemisches Gleichgewicht. Bei Versuch 9 beobachten wir, daß die Synthese von Ammoniak unter Volumenabnahme verläuft. Nach der Gleichung

$$\boxed{N_2} + \boxed{H_2}\ \boxed{H_2}\ \boxed{H_2} \rightarrow \boxed{NH_3}\ \boxed{NH_3}$$

erwarten wir, daß sich das Gasvolumen im Reaktionsraum um die Hälfte verringert. Aus insgesamt vier Raumteilen Stickstoff und Wasserstoff könnten sich bei vollständigem Umsatz zwei Raumteile Ammoniak bilden.

Wir konnten aber eine derartig große Abnahme des Volumens nicht feststellen. Folglich hat sich nicht die gesamte Menge Stickstoff und Wasserstoff zu Ammoniak umgesetzt. Wir wollen uns diese Erscheinung erklären.

Die Synthese von Ammoniak ist eine exotherme Reaktion, bei der Energie frei wird. Die Zerlegung von Ammoniak in die Bestandteile muß daher unter Energiezufuhr verlaufen. Sie ist eine endotherme Reaktion. Die Zersetzungsreaktion verläuft unter Volumenzunahme, denn aus zwei Raumteilen Ammoniak könnten bei völligem Zerfall insgesamt vier Raumteile Stickstoff und Wasserstoff entstehen:

$$\boxed{NH_3}\ \boxed{NH_3} \rightarrow \boxed{N_2} + \boxed{H_2}\ \boxed{H_2}\ \boxed{H_2}\ .$$

Wenn Ammoniak unter den gleichen Bedingungen (Druck, Temperatur) zerlegt wird, unter denen auch seine Synthese erfolgte, so steigt das Volumen im Reaktionsraum nicht erwartungsgemäß an. Es wird demnach nicht das gesamte Ammoniak zerlegt.

Bildung und Zerlegung von Ammoniak verlaufen also nicht vollständig.

Als wir den Versuch 9 durchführten, entstand eine bestimmte Menge Ammoniak. Sie bleibt immer gleich groß, wie lange wir auch den elektrischen Funken auf das Gasgemisch einwirken lassen. Im Reaktionsraum tritt einige Zeit nach Beginn des Versuches ein bestimmtes Mengenverhältnis zwischen den Ausgangsstoffen Stickstoff und

Wasserstoff einerseits und dem Endstoff Ammoniak anderseits ein. Dieses Verhältnis ändert sich bei gleichbleibenden Versuchsbedingungen (Temperatur, Druck) nicht mehr. Man bezeichnet diesen Zustand als **chemisches Gleichgewicht.**

Nach Einstellung des chemischen Gleichgewichts werden in einer Zeiteinheit genausoviel Ammoniakmoleküle zerlegt wie gebildet. Bildungs- und Zerlegungsreaktion verlaufen folglich nach Einstellung des Gleichgewichtes gleich schnell. Die Geschwindigkeit, mit der ein chemischer Vorgang abläuft, wird **Reaktionsgeschwindigkeit** genannt. Wir sagen, daß bei unserem Beispiel für das chemische Gleichgewicht die Reaktionsgeschwindigkeiten von Bildungs- und Zerlegungsreaktion gleich sind. Für das Gleichgewicht bei der Synthese von Ammoniak gilt also:

$$N_2 + 3\,H_2 \underset{\text{Geschwindigkeit der Zerlegungsreaktion}}{\overset{\text{Geschwindigkeit der Bildungsreaktion}}{\rightleftharpoons}} 2\,NH_3 \text{ (gleich)}.$$

Wenn wir Bildungs- und Zerlegungsreaktion des Ammoniaks miteinander vergleichen, so stellen wir zwischen beiden Gegensätze fest.

Nennen Sie diese!

Ammoniakbildung und Ammoniakzerlegung bilden jedoch eine Einheit, die sich uns zum Beispiel im chemischen Gleichgewicht zeigt.

Die für die Bildung und Zerlegung von Ammoniak festgestellten Gesetzmäßigkeiten treffen auch auf weitere umkehrbare Reaktionen zu.

Bei jeder umkehrbaren chemischen Reaktion bildet sich ein chemisches Gleichgewicht aus. Das chemische Gleichgewicht hat sich eingestellt, wenn Bildungs- und Zerlegungsreaktion mit gleichen Reaktionsgeschwindigkeiten verlaufen. Unter diesen Bedingungen bleibt ein bestimmtes mengenmäßiges Verhältnis zwischen Ausgangs- und Endstoffen erhalten.

Das chemische Gleichgewicht ist nicht unveränderlich. So wissen wir, daß man durch Erwärmen zum Beispiel einen chemischen Vorgang beschleunigen kann. Die Temperaturerhöhung bedingt größere Reaktionsgeschwindigkeit. Messungen haben ergeben, daß sich die Reaktionsgeschwindigkeit verdoppelt bis vervierfacht, wenn die Temperatur um 10°C erhöht wird.

Bei der Zerlegung und Bildung von Ammoniak wird mit steigender Temperatur das chemische Gleichgewicht zugunsten von Wasserstoff und Stickstoff verschoben.

Welchen Einfluß haben niedrige Temperaturen auf dieses Gleichgewicht?

Die Lage des chemischen Gleichgewichts ist aber auch vom Druck abhängig. Bei zunehmendem Druck und gleichbleibender Temperatur verschiebt es sich zugunsten von Ammoniak. Die Temperatur- und Druckabhängigkeit des chemischen Gleichgewichtes bei der Zerlegung und Bildung von Ammoniak entnehmen wir aus Tabelle 15.

Die Lage des Gleichgewichts kann in der chemischen Gleichung besonders gekennzeichnet werden. Man zeichnet den Reaktionspfeil in der Richtung, nach der das Gleichgewicht verschoben ist, stärker. Für die Bildung und Zerlegung von Ammoniak unter den Reaktionsbedingungen von 200°C und 200 at gilt dann:

$$N_2 + 3\,H_2 \overset{200^\circ C;\ 200\,at}{\rightleftharpoons} 2\,NH_3.$$

Drücken Sie in ähnlicher Weise die Lage des Gleichgewichtes bei einer Temperatur von 300° C und einem Druck von 1 at aus (Tabelle 15)!

Tabelle 15. Einfluß von Temperatur und Druck auf die Raumanteile an Stickstoff und Wasserstoff sowie Ammoniak bei der Bildung und Zerlegung von Ammoniak

Druck	1 at		200 at		1000 at	
Temperatur	$N_2 + H_2$	NH_3	$N_2 + H_2$	NH_3	$N_2 + H_2$	NH_3
200° C	84,7 %	15,3 %	14,2%	85,8%	1,7%	98,3%
300° C	97,82%	2,18%	37,2%	62,8%	7,4%	92,6%
400° C	99,56%	0,44%	63,7%	36,3%	20,2%	79,8%
500° C	99,87%	0,13%	82,4%	17,6%	42,5%	57,5%
600° C	99,95%	0,05%	91,7%	8,3%	69,6%	31,4%
700° C	99,98%	0,02%	95,9%	4,1%	87,1%	12,9%

Die bei der Bildung und Zerlegung von Ammoniak beobachteten Zusammenhänge zwischen den Reaktionsbedingungen Temperatur und Druck und Verschiebung des chemischen Gleichgewichts treten bei vielen umkehrbaren chemischen Reaktionen auf.

Die Geschwindigkeit, mit der sich bei einer bestimmten Temperatur und einem bestimmten Druck das chemische Gleichgewicht einstellt, kann durch Katalysatoren beschleunigt werden. Sie bewirken, daß die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht und dadurch das Gleichgewicht schneller erreicht wird.

Die Lage des chemischen Gleichgewichtes ist von Druck und Temperatur abhängig. Bei Temperaturerhöhung verlagert sich das chemische Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Wärmeverbrauch verläuft. Bei Druckerhöhung verschiebt sich das chemische Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Volumenabnahme vonstatten geht. Durch Katalysatoren kann die Einstellung des chemischen Gleichgewichtes beschleunigt werden.

Auf der Grundlage der Kenntnisse über Entstehung und Lage des chemischen Gleichgewichts ist es möglich, den Verlauf umkehrbarer chemischer Reaktionen zu beeinflussen.

3. Herstellung. Mit der technischen Synthese von Ammoniak lernen wir einen weiteren wichtigen chemisch-technischen Prozeß kennen.

Die Ammoniaksynthese wurde in Deutschland entwickelt. Der Chemiker Fritz Haber (Abb. 26) erforschte in Laboratoriumsversuchen die chemischen Grundlagen des Verfahrens. Die großtechnische Durchführung der Synthese wurde in den Jahren 1908 bis 1913 von Carl Bosch verwirklicht. Das Verfahren heißt nach seinen Erfindern **Haber-Bosch-Verfahren.**

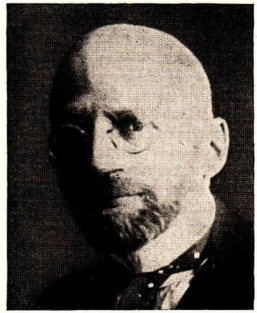


Abb. 26 Fritz Haber

a) Physikalische und chemische Grundlagen. Erzeugung des Synthesegases. Die Ausgangsstoffe für die technische Synthese des Ammoniaks, Stickstoff und Wasserstoff, müssen in großen Mengen erzeugt werden. Stickstoff ist im Generatorgas, Wasserstoff im Wassergas enthalten.

Stellen Sie die chemischen Gleichungen für die Generator- und Wassergasherstellung auf!

Bei der großtechnischen Synthese von Ammoniak geht man von einem Gemisch beider Gase, dem Mischgas, aus. In ihm sind neben Stickstoff und Wasserstoff vor allem Kohlenmonoxyd und etwas Kohlendioxyd vorhanden. Bei der Herstellung von Mischgas wird unter anderem Braunkohlenschwelkoks verwendet, der stets schwefelhaltig ist. Im Mischgas finden wir deshalb auch Schwefelverbindungen vor.

Reinigung des Synthesegases. Aus dem Mischgas werden zuerst die Schwefelverbindungen entfernt. Die Vorgänge und die technische Durchführung der Entschwefelung von Gasen lernen wir später kennen.

Das Kohlenmonoxyd wird zu Kohlendioxyd oxydiert. Dazu läßt man das kohlenmonoxydhaltige Mischgas mit Wasserdampf reagieren. Die Umsetzung erfolgt bei einer Temperatur von etwa 500°C in Anwesenheit eines Eisenoxydkatalysators:

$$CO + H_2O \xrightarrow[\text{Eisenoxyd}]{500^\circ C} CO_2 + H_2 \qquad Q = -10\ \text{kcal}.$$

Erläutern Sie den Vorgang der Oxydation beziehungsweise Reduktion, der sich bei der Umsetzung abspielt!

Die Umsetzung des Kohlenmonoxyds mit Wasserdampf zu Kohlendioxyd und Wasserstoff wird **Konvertierung** genannt. Bei der Konvertierung reichert sich das Synthesegas mit Wasserstoff an. Es enthält aber noch geringe Mengen Kohlenmonoxyd, da die Umsetzung eine umkehrbare Reaktion ist, deren Gleichgewicht unter den angegebenen Bedingungen auf der Seite der Endstoffe liegt.

Kohlendioxyd löst sich unter erhöhtem Druck sehr leicht in Wasser. Es wird daher durch eine **Druckwasserwäsche** aus dem Synthesegas entfernt. Nach einer nochmaligen Feinreinigung, bei der Reste von Kohlendioxyd und Kohlenmonoxyd chemisch gebunden werden, besteht das Synthesegas im wesentlichen aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff.

Ammoniaksynthese. Die Synthese von Ammoniak aus den Elementen ist eine Gleichgewichtsreaktion. Die Lage des Gleichgewichtes ist von der Temperatur und dem Druck abhängig. Die Kenntnis dieses gesetzmäßigen Zusammenhangs gestattet, die günstigsten Bedingungen zu ermitteln, unter denen Ammoniak hergestellt werden kann. Dabei ist auch zu berücksichtigen, daß Katalysatoren die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen.

Aus Tabelle 15 können wir entnehmen, daß die Lage des Gleichgewichts bei niedrigen Temperaturen und hohen Drücken am günstigsten ist. Unter diesen Bedingungen entsteht verhältnismäßig viel Ammoniak.

Bei niedrigen Temperaturen stellt sich das Gleichgewicht allerdings nur sehr langsam ein. Die Reaktion verläuft nicht schnell genug. Man verwendet deshalb in der Technik einen Katalysator, der aus Eisen und geringen Zusätzen anderer Stoffe besteht. Er wirkt aber erst bei Temperaturen über 400°C. Dadurch wird gegenüber niedrigeren Temperaturen das Gleichgewicht mehr auf die Seite der Ausgangsstoffe verschoben. Dem kann durch Druckerhöhung begegnet werden. Sie ist aber wegen der

steigenden Anforderungen an das Material der Reaktionsräume und Rohrleitungen nicht unbegrenzt möglich.

Alle diese Faktoren sind bei der technischen Durchführung der Synthese zu beachten. Die Syntheseanlagen der Deutschen Demokratischen Republik im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" arbeiten bei einer durchschnittlichen Temperatur von 500°C und einem Druck von 200 at.

Wieviel Prozent Ammoniak können unter diesen Reaktionsbedingungen nach der Synthese im Gasgemisch enthalten sein?

b) Technische Durchführung. Erzeugung des Synthesegases. Der Ausgangsstoff für die Ammoniaksynthese, das Mischgas, wird bei uns vor allem aus Braunkohlenschwelkoks, Luft und Wasserdampf in WINKLER-Generatoren erzeugt.

Beschreiben Sie den Bau und die Arbeitsweise eines WINKLER-Generators!

Reinigung des Synthesegases. Die Anlagen zur Entschwefelung des Gasgemisches behandeln wir im nächsten Kapitel.

Die Konvertierung erfolgt in **Wasserstoff-Kontaktöfen** (Abb. 27). Das sind zylindrische Türme, in die unten ein **Wärmeaustauscher** eingebaut ist. Im oberen Raum liegt auf **Horden** der Katalysator (Abb. 28).

Im Wärmeaustauscher befinden sich viele Rohre, durch die das heiße, konvertierte Gasgemisch nach unten strömt und dann den Kontaktofen verläßt. Dabei erhitzen sich die Wände dieser Rohre. In den Wärmeaustauscher gelangt kohlenmonoxydhaltiges Mischgas, dem zuvor Wasserdampf zugesetzt wurde. Dieses Mischgas hat noch nicht die für die Konvertierung notwendige Temperatur. Es umgibt die heißen Rohre und bewegt sich im Wärmeaustauscher nach oben. Beide Gasgemische werden

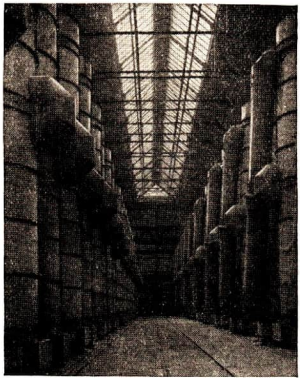


Abb. 27 Wasserstoff-Kontaktöfen im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

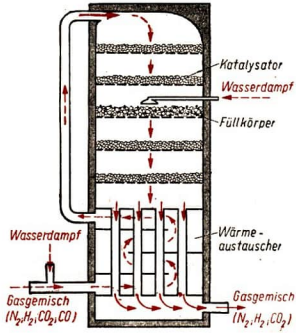


Abb. 28 Schematische Darstellung eines Wasserstoff-Kontaktofens

also im Gegenstrom aneinander vorbeigeführt. Dabei nehmen das Mischgas und der Wasserdampf durch die Rohrwände einen Teil der Wärme des konvertierten Gases auf, das sich abkühlt. Dieser kontinuierliche Wärmeaustausch hat große Bedeutung für die Wirtschaftlichkeit des Verfahrens. Dadurch erübrigt es sich, das Mischgas durch besondere Energiezufuhr bis auf die gewünschte Temperatur zu erwärmen.

Im oberen Teil des Wasserstoff-Kontaktofens erfolgt dann die chemische Umsetzung, wobei noch zusätzlich etwas Wasserdampf eingeblasen wird. Dadurch ändert sich das Mengenverhältnis von Ausgangs- und Endstoffen, und das Gleichgewicht wird weiter zugunsten der Endstoffe verschoben.

Im Wärmeaustauscher nimmt ein kaltes Gasgemisch einen Teil der Wärme eines heißen Gasgemisches auf. Bei der Konvertierung wird Kohlenmonoxyd zu Kohlendioxyd oxydiert und Wasser zu Wasserstoff reduziert. Das Synthesegas reichert sich dadurch mit Wasserstoff an.

Die Druckwasserwäsche erfolgt in hohen **Waschtürmen** (Abb. 29), die **Füllkörper** aus Steinzeug enthalten (Abb. 30). Die Füllkörper haben die Form kurzer, dickwandiger Zylinder. Das Gas wird auf 25 at komprimiert und von unten in den Waschturm gedrückt. Von oben her rieselt unter Druck Wasser über die Füllkörper, wobei eine große Wasseroberfläche entsteht. Die Anwendung von Druck und die Oberflächenvergrößerung mit Hilfe von Füllkörpern fördern den Lösevorgang von Kohlendioxyd in Wasser.

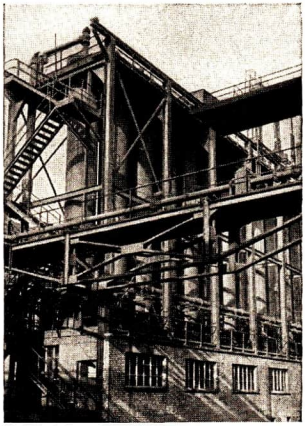


Abb. 29 Waschtürme der Druckwasserwäsche im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

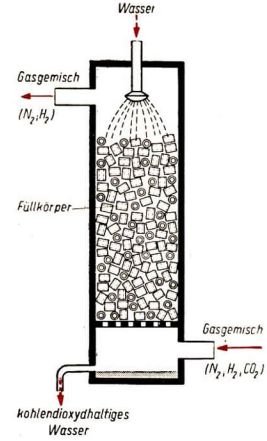


Abb. 30 Schematische Darstellung eines Waschturmes

Das Synthesegas wird anschließend mit mächtigen Kompressoren (Abb. 31) auf etwa 200 at verdichtet und dann von Resten an Kohlenmonoxyd und Kohlendioxyd in einer Feinreinigung befreit.

Ammoniaksynthese. Das gereinigte Gasgemisch gelangt unter einem Druck von rund 200 at in die **Ammoniak-Kontaktöfen** (Abb. 32). Die rohrförmigen Öfen haben eine Höhe von 12 m und einen Außendurchmesser von 1 m. Sie bestehen aus einem Stahl-

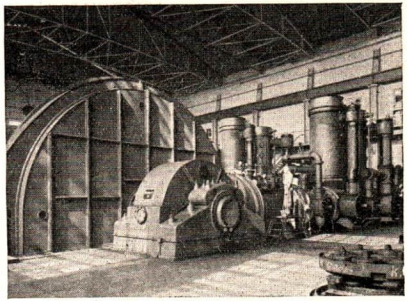


Abb. 31 Hochdruckkompressoren im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

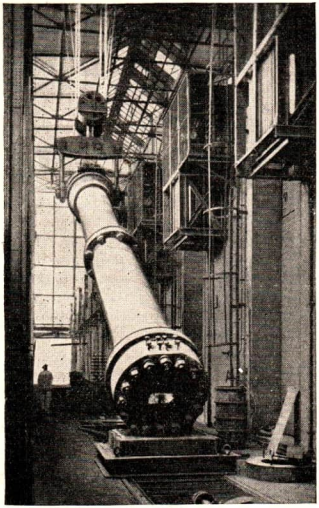


Abb. 32 Einbau eines Ammoniak-Kontaktofens im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

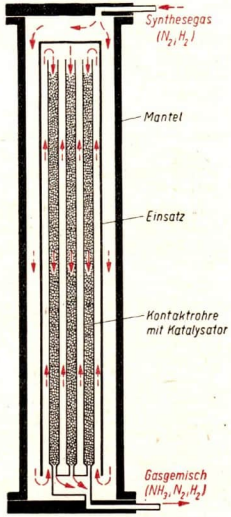


Abb. 33 Schematische Darstellung eines Ammoniak-Kontaktofens

mantel, der innen mit einem für Wasserstoff undurchlässigen Futterrohr aus kohlenstoffarmem Eisen ausgekleidet ist. Im Inneren des Kontaktofens befindet sich ein Einsatz mit dicht aneinanderliegenden senkrechten Rohren, den **Kontaktrohren.** Sie sind mit dem Katalysator gefüllt (Abb. 33).

Das kalte Synthesegas strömt von oben nach unten durch den Raum zwischen Mantel und Einsatz. Der Mantel wird dabei gekühlt und so geschont. Dann strömt das Gas mit hoher Geschwindigkeit durch die kleinen Zwischenräume außen an den heißen Kontaktrohren entlang nach oben, wobei es auf 400° bis 450° C vorgewärmt wird. Oben tritt es in die Kontaktrohre ein. Bei der exothermen Umsetzung zu Ammoniak am Katalysator wird Wärme frei, einen Teil davon nimmt das Synthesegas durch die Rohrwände auf. Synthesegas und bereits umgesetztes Gas werden also im Gegenstrom zueinander geführt. Dadurch wird der Wärmeaustausch zwischen ihnen gefördert. Die Reaktionstemperatur steigt deshalb nicht über 500° C an.

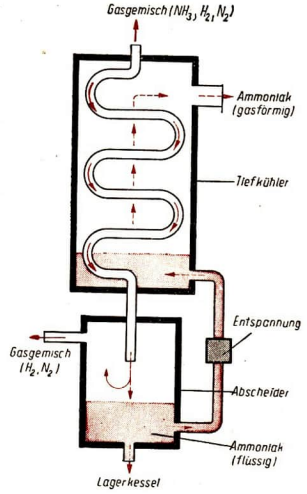


Abb. 34 Schematische Darstellung der Ammoniak-Verflüssigung im Tiefkühler

Das den Ammoniak-Kontaktofen verlassende Gasgemisch enthält neben Ammoniak nicht umgesetzten Stickstoff und Wasserstoff. Der Anteil des Ammoniaks beträgt in der Praxis etwa 12%. Das Ammoniak wird in einem **Tiefkühler** verflüssigt und dann aus dem Gasgemisch abgetrennt (Abb. 34). Bei der Abkühlung gelangt flüssiges Ammoniak, dessen Druck erniedrigt wurde, in den Tiefkühler. Es verbraucht bei der Verdunstung Wärme, die es dem aus dem Ammoniak-Kontaktofen kommenden Gasgemisch entzieht. In einem **Abscheider** erfolgt die Trennung des verflüssigten Ammoniaks vom Stickstoff und Wasserstoff. Beide Gase werden durch **Umlaufpumpen** dem Synthesegas zugesetzt und erneut in den Ammoniak-Kontaktofen geführt. Dadurch werden die Ausgangsstoffe trotz der unvollständig ablaufenden Reaktion restlos ausgenutzt. Das hierbei angewendete Verfahren heißt **Kreislaufverfahren.**

Das im Abscheider erhaltene flüssige Ammoniak wird in **Lagerkesseln** gespeichert. Es kommt in Kesselwagen zum Versand.

Die Leistung eines Ammoniaksyntheseofens beträgt etwa 85 t Ammoniak am Tage.

Abbildung 35 gibt einen Überblick über die einzelnen Stufen der Synthesegasherstellung und der Ammoniaksynthese.

Ammoniak wird nach dem HABER-BOSCH-Verfahren hergestellt. In WINKLER-Generatoren wird Mischgas erzeugt, aus dem Schwefelverbindungen, Kohlenmonoxyd und Kohlendioxyd entfernt werden. Das Synthesegas besteht aus Wasserstoff und Stickstoff. Im Ammoniak-Kontaktofen erfolgt bei 500°C, 200 at und Anwesenheit eines Katalysators die Bildung von Ammoniak.

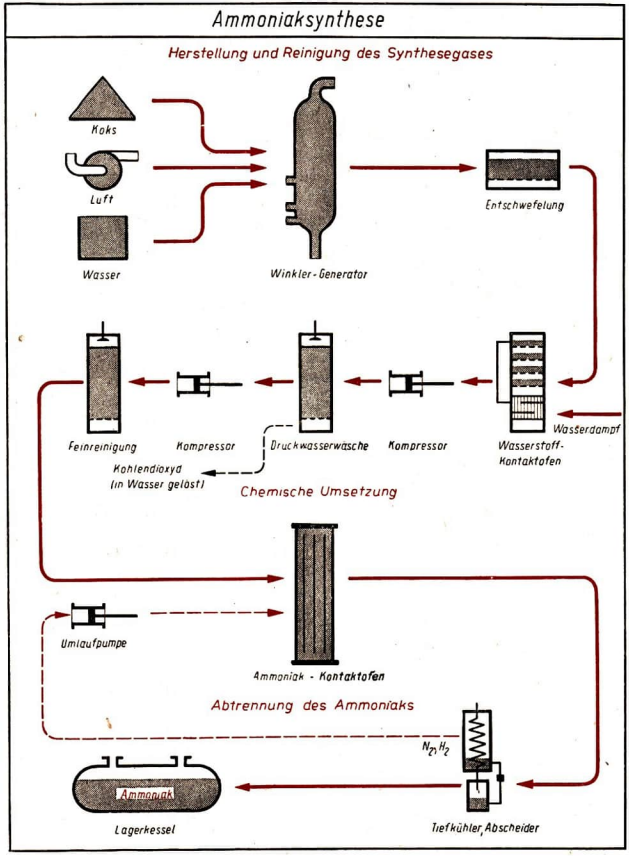


Abb. 35 Ammoniaksynthese (Schematische Darstellung)

4. Verwendung. Ammoniak gehört zu den wichtigsten Ausgangsstoffen der chemischen Produktion. Der größte Teil des erzeugten Ammoniaks wird für die Herstellung von stickstoffhaltigen Düngemitteln verwendet. Die Salpetersäureherstellung in unserer Republik geht vom Ammoniak aus. Ammoniak ist ferner für die Synthese von Harnstoff und für die Produktion von Soda nach dem Ammoniak-Soda-Verfahren erforderlich. Flüssiges Ammoniak dient in Kühlmaschinen als Kühlmittel.

In Abbildung 36 wird ein Überblick über die Verwendung von Ammoniak gegeben.

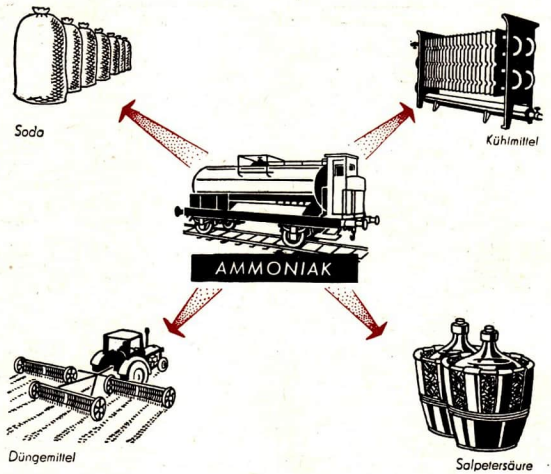


Abb. 36 Verwendung von Ammoniak

Ammoniumverbindungen

Wir lernten bei der Untersuchung einer wäßrigen Lösung des Ammoniaks das einfach positiv geladene Ammoniumion kennen, das in Ammoniumhydroxyd enthalten ist. Ammoniumhydroxyd reagiert basisch.

Wir wissen bereits, daß sich Hydroxyde mit Säuren zu Salzen und Wasser umsetzen. Wir wollen untersuchen, ob diese Gesetzmäßigkeit auch auf die Reaktion von Ammoniumhydroxydlösung mit Säuren zutrifft.

Versuch 13: *Verdünnte Ammoniumhydroxydlösung gießen wir in ein Reagenzglas und versetzen sie mit Phenolphthaleinlösung. Dann geben wir*

tropfenweise bis zur Neutralisation verdünnte Salzsäure hinzu. Ein Teil der neutralen Lösung wird in einer Porzellanschale vorsichtig eingedampft. Beobachten Sie den Rückstand!

Nach dem Eindampfen beobachten wir in der Porzellanschale ein weißes Salz. In ihm ist der Säurerest der Salzsäure Cl^- enthalten.

Wie können Sie ihn nachweisen?

Uns ist bekannt, daß im Ammoniumhydroxyd gegenüber anderen Hydroxyden anstelle eines Metalls das Ammoniumion vorkommt. Dieses Ion ist auch in dem Salz enthalten. Das Salz wird entsprechend seiner Zusammensetzung **Ammoniumchlorid NH_4Cl** genannt.

Wir können nun für diesen Neutralisationsvorgang die folgende Gleichung aufstellen:

$$NH_4^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow NH_4^+ + Cl^- + H_2O.$$

Versuch 14: *In einen Standzylinder leiten wir Ammoniak ein und decken den Zylinder mit einer Glasplatte ab. Dann wird ein zweiter, gleichgroßer Standzylinder mit Chlorwasserstoffgas gefüllt. Auch dieser wird mit einer Glasplatte verschlossen. Wir stellen den Standzylinder mit Chlorwasserstoff so auf den mit Ammoniak gefüllten Standzylinder, daß die Öffnung nach unten zeigt. Danach werden die Verschlußplatten weggezogen. Beobachten Sie die Umsetzung der beiden Gase!*

Bei der Reaktion von Ammoniak mit Chlorwasserstoff entsteht Ammoniumchlorid:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl\,.$$

Ammoniumchlorid wird auch als Salmiak bezeichnet.

Diese Umsetzung dient zum Nachweis von Ammoniak beziehungsweise von Chlorwasserstoff.

Versuch 15: *Wir geben einige Milliliter Ammoniumhydroxydlösung auf ein Uhrglas. Darüber wird ein Glasstab gehalten, der mit konzentrierter Salzsäure benetzt ist. Über eine mit konzentrierter Salzsäure gefüllte Porzellanschale halten wir einen Glasstab, der zuvor in Ammoniumhydroxydlösung eingetaucht wurde. Was beobachten Sie bei diesen zwei Versuchen?*

Ammoniumhydroxyd und Ammoniak setzen sich auch mit anderen Säuren um. Sie bilden mit Schwefelsäure **Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$**, mit Kohlensäure **Ammoniumcarbonat $(NH_4)_2CO_3$**.

Wie lauten die entsprechenden Reaktionsgleichungen?

Die Ammoniumsalze sind in Wasser leicht löslich. Sie dissoziieren in Ammoniumionen und Säurerestionen. Die Gleichung für die Dissoziation von Ammoniumsulfat lautet:

$$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow 2\,NH_4^+ + SO_4^{--}.$$

Formulieren Sie die Gleichung für die Dissoziation anderer Ammoniumsalze!

Die Ammoniumsalze sind beim Erwärmen nicht beständig.

Versuch 16: *Einige Körnchen Ammoniumchlorid werden in ein Reagenzglas gegeben, das danach mit einem Wattebausch verschlossen wird. Das Ammoniumchlorid wird allmählich erhitzt. Wir halten vor die Öffnung des Reagenzglases einen mit Salzsäure benetzten Glasstab. Nach weiterem Erhitzen führen wir an die Reagenzglasöffnung einen zuvor in Ammoniumhydroxydlösung getauchten Glasstab.*
Was beobachten Sie im Reagenzglas? Was schließen Sie aus den Reaktionen, die an der Öffnung des Reagenzglases ablaufen?

Ammoniumchlorid sublimiert beim Erhitzen und zerfällt. Aus dem Reagenzglas entweichen zunächst das leichtflüchtige Ammoniak, später Chlorwasserstoff:

$$NH_4Cl \xrightarrow{\text{Erhitzen}} NH_3 + HCl\,.$$

Die Zersetzung von Ammoniumchlorid wird beim Löten für die Reinigung des Lötkolbens ausgenutzt. Der Lötkolben besteht aus Kupfer. Seine Schneide überzieht sich beim Erhitzen an der Luft mit einer schwarzen Oxydschicht. Dieser Belag stört den Lötvorgang. Daher muß die Schneide des erhitzten Lötkolbens vor Gebrauch über den **Lötstein,** der aus Ammoniumchlorid besteht, gestrichen werden. Der entstehende Chlorwasserstoff reagiert mit Kupferoxyd:

$$CuO + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O\,.$$

Die Schneide des Lötkolbens wird wieder glänzend. Das Kupferchlorid verdampft in der Hitze. Spuren davon färben den Lötstein an der Oberfläche grün.

Andere Ammoniumsalze werden ebenfalls in der Hitze zersetzt.

Wie lautet die Gleichung für die Zersetzung von Ammoniumcarbonat beim Erhitzen?

Wir untersuchen, ob Ammoniumsalze Verbindungen einer leicht- oder einer schwerflüchtigen Base sind.

Versuch 17: *Proben verschiedener Ammoniumsalze werden in einigen Bechergläsern mit konzentrierter Natriumhydroxyd- beziehungsweise Kaliumhydroxydlösung übergossen. Wir decken die Bechergläser mit Uhrgläsern ab, auf deren Unterseite angefeuchtetes rotes Lackmuspapier kreuzförmig aufgelegt wurde.*
Beobachten Sie die Lackmuspapierstreifen!
Nach kurzer Zeit halten wir über die Öffnung eines jeden Becherglases einen mit Salzsäure angefeuchteten Glasstab.
Was stellen Sie fest?

Bei den Umsetzungen von Natriumhydroxyd oder Kaliumhydroxyd mit Ammoniumsalzen entweicht Ammoniak. Wir stellen die chemische Gleichung für die Umsetzung von Ammoniumchlorid mit Natronlauge auf:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_4OH + NaCl\,.$$

Bei dieser Reaktion entsteht Ammoniumhydroxyd, das in Ammoniak und Wasser zerfällt:

$$NH_4OH \rightarrow NH_3 + H_2O\,.$$

Wir erkennen, daß Ammoniumhydroxyd im Vergleich zu Natriumhydroxyd und Kaliumhydroxyd eine leichtflüchtige Base ist.

Die in Versuch 17 durchgeführten Umsetzungen verwendet man zum Nachweis des Ammoniumions in Verbindungen.

Die leichtlöslichen Ammoniumsalze dissoziieren in wäßriger Lösung in einfach positiv geladene Ammoniumionen und negativ geladene Säurerestionen. Die Salze werden beim Erhitzen zersetzt. Bei der Umsetzung von schwerer flüchtigen Hydroxyden mit Ammoniumsalzen entweicht Ammoniak (Nachweis von Ammoniumionen).

Stickstoffoxyde und Salpetersäure

Stickstoff verhält sich als ein Vertreter der V. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente gegenüber Sauerstoff maximal fünfwertig. Daraus entnehmen wir, ganz im Gegensatz zu unserer bisherigen Erfahrung, daß sich Stickstoff mit Sauerstoff verbinden muß.

Im Periodensystem nimmt der saure Charakter der Oxyde in den einzelnen Perioden mit steigender Gruppennummer zu, ferner ist Stickstoff ein Nichtmetall. Es muß deshalb zumindest eine Säure geben, die Stickstoff im Säurerest enthält. Als eine solche ist uns die **Salpetersäure HNO_3** bekannt.

Wir wollen nun die Herstellung der Salpetersäure kennenlernen und dabei gleichzeitig unsere auf Grund des Periodensystems getroffenen Aussagen über das Element Stickstoff überprüfen.

1. Herstellung. Die Bildung sauerstoffhaltiger Säuren erfolgt bei der Umsetzung eines Nichtmetalloxydes mit Wasser. Da Salpetersäure zu diesen Säuren zählt, oxydiert man zu ihrer Herstellung Stickstoff.

a) Chemische Grundlagen. Die Oxydation von elementarem Stickstoff erfolgt erst bei Temperaturen von über 1000°C. Selbst bei 2500°C wird jedoch nur verhältnismäßig wenig elementarer Stickstoff oxydiert. Verfahren, die auf dieser Reaktion beruhen haben ihre Bedeutung verloren.

Der deutsche Chemiker Wilhelm Ostwald entwickelte im Jahre 1908 ein Verfahren, bei dem der im Ammoniak enthaltene Stickstoff oxydiert wird.

Bei der Verbrennung von Ammoniak in Sauerstoff (Versuch 12) bilden sich Stickstoff und Wasser:

$$4\,NH_3 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O\,.$$

Die Verbrennung von Ammoniak kann jedoch bei Verwendung eines Katalysators und größerer Mengen Sauerstoff so geführt werden, daß sich neben Wasserstoff auch im Ammoniak enthaltener Stickstoff mit Sauerstoff verbindet. Das Verfahren wird **Ostwald-Verfahren** genannt.

Versuch 18: *In der Versuchsanordnung nach Abbildung 37 wird im Luftstrom Platinasbest oder Eisen(III)-oxydasbest erhitzt. Dann lassen wir Ammoniakwasser aus dem Tropftrichter in das weite Reagenzglas einfließen. Die Zusammensetzung des Ammoniak-Luft-Gemisches, das über den erhitzten Katalysator gesaugt wird, ist durch die Eintauchtiefe des Ansaugrohres in die Ammo-*

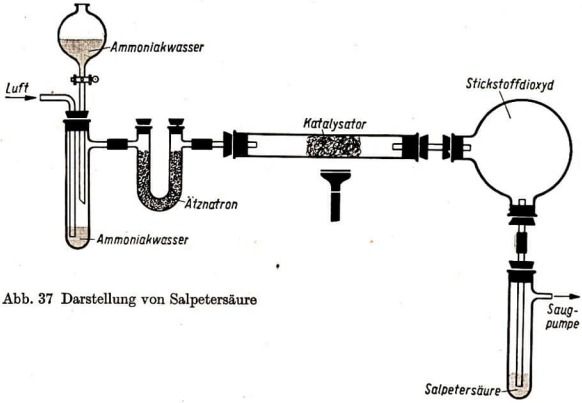


Abb. 37 Darstellung von Salpetersäure

niumhydroxydlösung bestimmt. Nach der Umsetzung werden die Gase in wenig Wasser geleitet. Wir prüfen mit blauem Lackmuspapier.
Beobachten Sie das sich bei der Reaktion bildende Gas! Achten Sie auf die Färbung des Indikators!

Wir beobachten, daß ein braunes Gas und Wassertröpfchen entstanden sind. Das Gas ist eine Verbindung zwischen Stickstoff und Sauerstoff.

Aus der Wertigkeit von Stickstoff gegenüber Sauerstoff können wir schließen, daß es mehrere Oxyde des Stickstoffs geben muß. Bei der Umsetzung eines Ammoniak-Luft-Gemisches am Katalysator entsteht neben Wasser **Stickstoffmonoxyd NO:**

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \xrightarrow{\text{Katalysator}} 4\,NO + 6\,H_2O \qquad Q = -216\,\text{kcal}.$$

Stickstoffmonoxyd ist ein farbloses Gas.

Welche Wertigkeit hat in dieser Verbindung der Stickstoff gegenüber Sauerstoff?

Die in Versuch 18 durchgeführte Oxydation von Ammoniak wurde mit Hilfe eines Katalysators durchgeführt. Wir sprechen deshalb von einer **katalytischen Oxydation.** Stickstoff kann noch weiteren Sauerstoff binden. Stickstoffmonoxyd wird mit weiterem Sauerstoff aus der Luft oxydiert. Es entsteht dann **Stickstoffdioxyd NO_2:**

$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2 \qquad Q = -27\,\text{kcal}.$$

Stickstoffdioxyd hat braune Farbe. Es ist, wie auch das Stickstoffmonoxyd, giftig.

Stickstoffdioxyd wurde in Versuch 18 zusammen mit Sauerstoff in Wasser eingeleitet. In einer exothermen Umsetzung bildet sich Salpetersäure:

$$4\,NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4\,HNO_3.$$

b) Technische Durchführung. Die Ausgangsstoffe für die Herstellung von Salpetersäure sind Ammoniak und Luft. Die Luft wird in Filtern gereinigt und im bestimmten

Verhältnis mit Ammoniak gemischt. Das Gasgemisch wird dann in Wärmeaustauschern vorgewärmt.

Das Verfahren hat zwei Teilabschnitte. Im ersten wird Ammoniak mit Sauerstoff katalytisch zu Stickstoffmonoxyd oxydiert. Im zweiten Teilabschnitt wird das Stickstoffmonoxyd mit Sauerstoff der Luft zu Stickstoffdioxyd oxydiert und mit Wasser zu Salpetersäure umgesetzt.

Die Ammoniakverbrennung erfolgt in **Verbrennungsöfen** aus Chrom-Nickel-Stahl. Sie haben einen Durchmesser von etwa 3 m (Abb. 38). Das Reaktionsgemisch tritt von oben in den Ofen ein (Abb. 39). An seiner weitesten Stelle befinden sich zwei Schichten von Katalysatoren. Die erste besteht aus einer Kobaltverbindung, die zweite ist ein Platinkatalysator. Am Kobaltkatalysator verbindet sich der größte Teil des Ammoniaks mit Sauerstoff zu Stickstoffmonoxyd. Die zweite Katalysatorschicht dient der Oxydation des restlichen Ammoniaks. Die Berührungszeit an den Katalysatoren beträgt nur etwa $\frac{1}{1000}$ Sekunde, damit bei der Oxydation von Ammoniak nur verhältnismäßig wenig Stickstoff gebildet wird.

Die entstehenden stickstoffmonoxydhaltigen Gase haben eine Temperatur von etwa 800° C. Die Ofenwand muß deshalb unterhalb der Katalysatorenschichten mittels Wasser gekühlt werden. Die heißen Gase geben dort und an tiefer

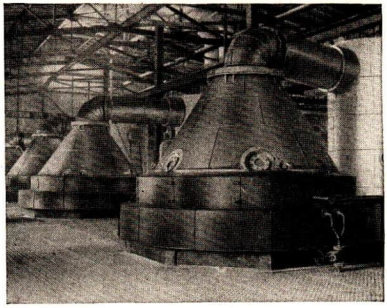


Abb. 38 Ammoniak-Verbrennungsöfen im VEB Farbenfabrik Wolfen

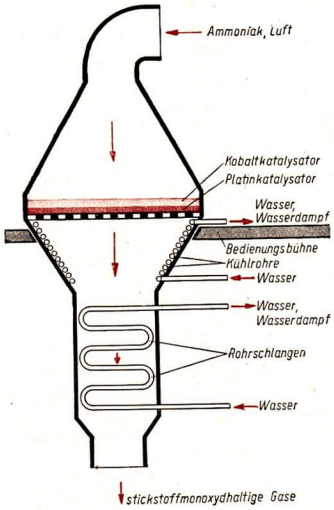


Abb. 39 Schematische Darstellung eines Ammoniak-Verbrennungsofens

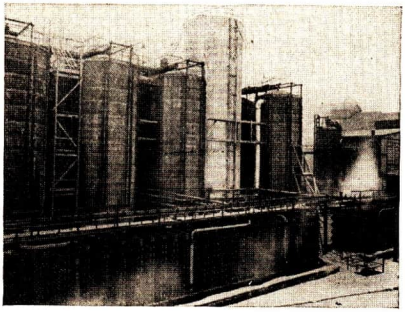


Abb. 40 Rieseltürme im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld

gelagerten Rohrschlangen größere Wärmemengen ab. Der untere Teil des Verbrennungsofens hat folglich die Aufgabe eines Wärmeaustauschers, in dem Wasserdampf erzeugt wird. Mit der Restwärme wird das Ammoniak-Luft-Gemisch in besonderen Wärmeaustauschern vorgewärmt. Die Energie wird also bei der Ammoniakverbrennung weitgehend ausgenutzt.

Das Stickstoffmonoxyd wird zur Oxydation und zur weiteren Umsetzung zu Salpetersäure mit Luft gemischt und von unten her in ein System von **Rieseltürmen** eingeleitet (Abb. 40). Diese Apparate sind große Stahl- oder Steinzeugtürme mit einem Rauminhalt von jeweils 800 m³. In ihnen befinden sich Füllkörper. Von oben rieselt dem Gasstrom Wasser entgegen. Es entsteht 50%ige Salpetersäure, die nach Verlassen der Rieseltürme gekühlt wird.

Die 50%ige Salpetersäure wird unter Verwendung von konzentrierter Schwefelsäure weiter konzentriert. Dabei wirkt die Schwefelsäure wasserentziehend, und es entsteht die rote rauchende, 98%ige Salpetersäure.

Salpetersäure wird nach dem OSTWALD-Verfahren hergestellt. Das Verfahren beruht auf der katalytischen Oxydation von Ammoniak durch Sauerstoff. Das gebildete Stickstoffmonoxyd wird zu Stickstoffdioxyd oxydiert und mit Wasser und Sauerstoff zu Salpetersäure umgesetzt.

2. Eigenschaften. Aus der Stellung von Stickstoff im Periodensystem der Elemente folgt, daß die Salpetersäure stärker als Kohlensäure ist. Wir wollen nun die Eigenschaften der Salpetersäure untersuchen.

a) Verdünnte Salpetersäure; Nitrate. Wir ermitteln das Verhalten verdünnter Salpetersäure gegenüber unedlen und edlen Metallen, Metalloxyden und Hydroxyden.

Versuch 19: *In je ein Reagenzglas geben wir etwas Magnesium, Kupfer, Magnesiumoxyd und Kupferoxyd. Wir übergießen diese Stoffe mit verdünnter Salpetersäure.*
In ein weiteres Reagenzglas geben wir einige Milliliter verdünnte Natriumhydroxydlösung, fügen einige Tropfen Phenolphthaleinlösung hinzu und neutralisieren durch tropfenweise Zugabe von verdünnter Salpetersäure.
Beschreiben Sie Farbe und Geruch der verdünnten Salpetersäure!

Achten Sie auf Gasentwicklung bei der Reaktion von Metallen mit verdünnter Salpetersäure!
Dampfen Sie, soweit eine Umsetzung stattfindet, eine kleine Probe der Lösung im Reagenzglas ein und beurteilen Sie den Rückstand!

Die verdünnte Salpetersäure ist farb- und geruchlos. Sie weist die charakteristischen chemischen Eigenschaften aller verdünnten Säuren auf.

Bei den Umsetzungen von unedlen Metallen mit verdünnter Salpetersäure entstehen Salze und Wasserstoff. Die Salze der Salpetersäure heißen **Nitrate.** Sie enthalten den Säurerest der Salpetersäure, das einfach negativ geladene **Nitration NO_3^-.** Bei der Reaktion von verdünnter Salpetersäure mit Magnesium bilden sich **Magnesiumnitrat $Mg(NO_3)_2$** und Wasserstoff:

$$Mg + 2\,HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2\uparrow.$$

In der Ionenschreibweise lautet die Gleichung:

$$Mg + 2\,H^+ \rightarrow Mg^{++} + H_2\uparrow.$$

Verdünnte Salpetersäure setzt sich mit Metalloxyden und Metallhydroxyden um. Dabei entstehen Nitrate und Wasser.

Stellen Sie die chemischen Gleichungen für die Reaktion der verdünnten Salpetersäure mit Magnesiumoxyd und Kupferoxyd auf!

Verdünnte Salpetersäure setzt sich wie andere verdünnte Säuren mit unedlen Metallen, Metalloxyden und Metallhydroxyden zu Salzen um. Diese Salze heißen Nitrate.
Nitrate enthalten das einfach negativ geladene Nitration NO_3^-.

b) Konzentrierte Salpetersäure; Oxyde des Stickstoffs. Wir lernen die charakteristischen Eigenschaften der konzentrierten Salpetersäure kennen.

Versuch 20: *Eine Vorratsflasche mit rauchender Salpetersäure wird unter dem Abzug für kurze Zeit geöffnet.*
Stellen Sie die Farbe der hochkonzentrierten Salpetersäure fest!
Was beobachten Sie nach dem Öffnen der Vorratsflasche?

Versuch 21: *In ein Reagenzglas geben wir einige Milliliter konzentrierte Salpetersäure. Dann werfen wir ein Stück glimmende Holzkohle auf die Säure.*
Beobachten Sie die Einwirkung der konzentrierten Säure auf die glimmende Kohle!

Konzentrierte Salpetersäure, eine farblose Flüssigkeit, zerfällt unter Lichteinwirkung schon bei Zimmertemperatur. Dabei entsteht Stickstoffdioxyd, das sehr giftig ist, weil es die Atemorgane, besonders die Lunge, verätzt. Es löst sich in Salpetersäure, die dann gelbe, bei größerer Konzentration rotbraune Farbe erhält. Die konzentrierte Säure, die an der Luft rotbraune Dämpfe abgibt, heißt rote, rauchende Salpetersäure.

Bei der Einwirkung konzentrierter Salpetersäure auf Holzkohle wird Stickstoffdioxyd frei. Aus der lebhaften Verbrennung der Holzkohle schließen wir, daß die konzentrierte Salpetersäure leicht Sauerstoff abgibt, der die Verbrennung der Kohle fördert.

Die Gleichung für den Zerfall der konzentrierten Salpetersäure lautet:

$$4\,HNO_3 \rightarrow 2\,H_2O + 4\,NO_2 + O_2.$$

Wegen der Sauerstoffabgabe ist die konzentrierte Säure ein starkes Oxydationsmittel. Auf Grund der starken Oxydationswirkung ist sie auch ein feuergefährlicher Stoff. Leicht entflammbare Stoffe, zum Beispiel Stroh oder Holzwolle, können sich entzünden, wenn sie mit konzentrierter Salpetersäure zusammengebracht werden. Flaschen mit Salpetersäure dürfen deshalb nur durch Glaswolle oder andere nicht brennbare Stoffe geschützt werden.

Konzentrierte Salpetersäure wirkt stark ätzend. Salpetersäure zersetzt Eiweißstoffe. Sie hinterläßt auf der Haut gelbe Flecke und zerstört Textilgewebe aus tierischen Fasern, wie Wolle und Seide.

Äußerste Vorsicht beim Arbeiten mit konzentrierter Salpetersäure! Sie wirkt stark ätzend.
Vorsicht! Stickstoffdioxyd ist giftig. Atmen Sie das Gas nicht ein!

Die oxydierende Wirkung der konzentrierten und der nur wenig verdünnten Salpetersäure ist von Bedeutung bei der Umsetzung mit Metallen.

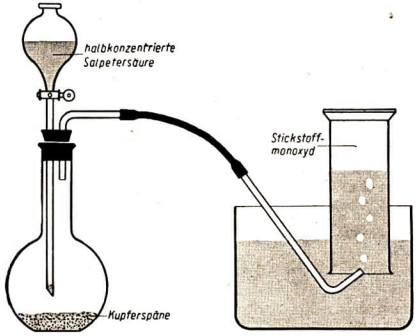


Abb. 41 Reaktion von halbkonzentrierter Salpetersäure mit Kupfer

Versuch 22: *In einer nach Abbildung 41 unter dem Abzug aufgebauten Apparatur lassen wir halbkonzentrierte Salpetersäure auf Kupferspäne einwirken. Das entstehende Gas fangen wir in einem Standzylinder pneumatisch auf. Beobachten Sie die im Kolben verbleibende Lösung, das Gas im Kolben und im Standzylinder!*

Versuch 23: *Wir verschließen den Standzylinder aus Versuch 22 unter Wasser mit einer Glasplatte und nehmen ihn aus der Wanne. Dann lassen wir das Gas entweichen. Beachten Sie die Farbe des entweichenden Gases! Die Flüssigkeit im Standzylinder wird mit blauer Lackmuslösung geprüft.*

Im Gegensatz zu stark verdünnter Salpetersäure oder zu den anderen uns bisher bekannten Säuren setzen sich konzentrierte oder wenig verdünnte Salpetersäure mit dem Halbedelmetall Kupfer um. Es entsteht blaue Kupfernitratlösung. Diese Reaktion beruht darauf, daß das Kupfer durch die Salpetersäure zunächst zu Kupfer(II)-oxyd oxydiert wird. Dabei wird die konzentrierte Salpetersäure reduziert. Es entstehen ferner Stickstoffmonoxyd und Wasser:

$$3\,Cu + 2\,HNO_3 \rightarrow 3\,CuO + H_2O + 2\,NO\,.$$

Das Kupfer(II)-oxyd setzt sich mit weiterer Salpetersäure zu Kupfernitrat und Wasser um:

$$CuO + 2\,HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O\,.$$

Das Stickstoffmonoxyd verbindet sich mit dem Sauerstoff der Luft, die im Kolben enthalten ist. Dabei entsteht Stickstoffdioxyd.

Wie lautet die chemische Gleichung für diesen Vorgang?

Der Standzylinder enthält jedoch ein farbloses Gas, das Stickstoffmonoxyd. Es entsteht, wenn Stickstoffdioxyd ohne Anwesenheit von Sauerstoff mit Wasser reagiert. Bei dieser Reaktion bildet sich auch Salpetersäure:

$$3\,NO_2 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_3 + NO\,.$$

Stickstoffmonoxyd ist nur wenig in Wasser löslich.

Welche Reaktion läuft ab, wenn das Gas aus dem Standzylinder entweicht? Stellen Sie Unterschiede zwischen Stickstoffmonoxyd und Stickstoffdioxyd in einer Tabelle zusammen!

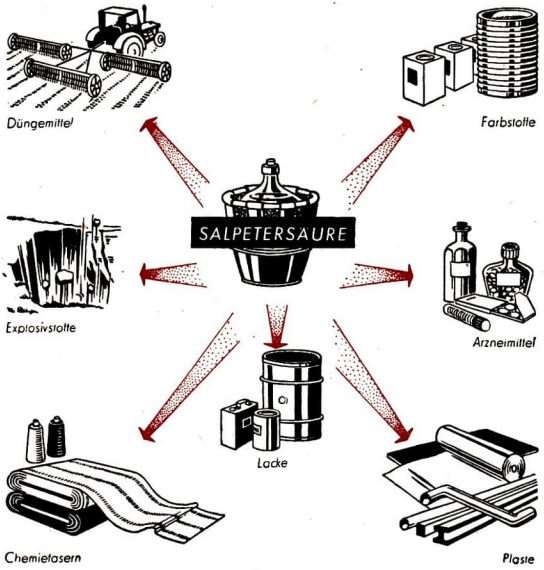


Abb. 42 Verwendung von Salpetersäure

In gleicher Weise wie auf Kupfer wirkt konzentrierte oder wenig verdünnte Salpetersäure auf die noch edleren Metalle Quecksilber und Silber ein. Nur Gold und Platin werden von ihr nicht angegriffen.

Konzentrierte Salpetersäure ist eine gelbliche Flüssigkeit. Sie wirkt als ein starkes Oxydationsmittel und setzt sich mit Halbedel- und Edelmetallen (außer Gold und Platin) zu Nitraten um. Dabei entsteht ferner Stickstoffmonoxyd.

3. Verwendung. Salpetersäure gehört zu den bedeutendsten Grundchemikalien. Der größte Teil der erzeugten Salpetersäure mittlerer Konzentration wird direkt zu Düngemitteln verarbeitet, Konzentrierte Salpetersäure dient in der chemischen Industrie, meist im Gemisch mit Schwefelsäure, zur Herstellung vieler Produkte. So ist sie zum Beispiel in der Farbstoffindustrie sowie bei der Erzeugung von Plasten und Explosivstoffen ein wichtiger Ausgangsstoff.

Da sich Salpetersäure mit Silber zu Silbernitrat umsetzt, Gold jedoch nicht angreift, wird sie zum Trennen von Silber und Gold benutzt. Salpetersäure wird daher auch Scheidewasser genannt.

Abbildung 42 gibt einen Überblick über die Verwendung der Salpetersäure.

Nitrate

1. Eigenschaften. Nitrate sind in Wasser gut löslich und dissoziieren in positiv geladene Metall- beziehungsweise Ammoniumionen und einfach negativ geladene Nitrationen.

Stellen Sie die Gleichungen für die Dissoziation von Natriumnitrat $NaNO_3$ und Kaliumnitrat KNO_3 auf!

Wir untersuchen die Temperaturbeständigkeit von Natriumnitrat und Kaliumnitrat.

Versuch 24: *Eine Spatelspitze Natriumnitrat und Kaliumnitrat werden in je einem Reagenzglas erhitzt. Wir untersuchen das entweichende Gas mit Hilfe der Spanprobe.*
Beobachten Sie das Verhalten der Salze und den Span!

Natriumnitrat schmilzt bei 306°C, Kaliumnitrat bei 334°C. Aus der Schmelze entweicht Sauerstoff, der einen glimmenden Holzspan aufflammen läßt. Im Reagenzglas beobachten wir einen salzartigen Rückstand. Das Säurerestion dieser Salze muß sauerstoffärmer sein als das der Nitrate. Beim Versuch 24 entstehen neben Sauerstoff Verbindungen mit der Zusammensetzung $NaNO_2$ und KNO_2. Diese Salze heißen **Natriumnitrit** und **Kaliumnitrit.** Es sind Salze der **salpetrigen Säure HNO_2.** Nitrite sind giftige Verbindungen!

Die chemische Gleichung für die Hitzespaltung von Kaliumnitrat lautet:

$$2\,KNO_3 \rightarrow 2\,KNO_2 + O_2\uparrow.$$

Berechnen Sie, wieviel Milliliter Sauerstoff bei der Hitzespaltung von 20,2 g Kaliumnitrat entstehen! Wieviel Gramm Kaliumnitrat sind nötig, wenn 1 l Sauerstoff zu erzeugen ist?

Versuch 25: *Natrium-, Kalium- und Ammoniumnitrat werden auf je ein Uhrglas gegeben und gewogen. Danach lassen wir diese Stoffe einige Tage an der Luft stehen und wägen erneut. Was stellen Sie fest?*

Natriumnitrat und **Ammoniumnitrat** NH_4NO_3 erhärten bei längerer Lagerung an der Luft. Beide Salze sind hygroskopisch. Kaliumnitrat ist nicht hygroskopisch.

Da die Nitrate leicht löslich sind, kann man das Nitration nicht durch Fällungsreaktionen nachweisen. Wir verwenden dazu eine Reaktion, die mit Farbänderung verbunden ist.

Versuch 26: *Wir geben in drei Reagenzgläser je 2 ml einer gesättigten Lösung von Eisen(II)-sulfat. Zu der Lösung werden etwa je 2 ml verdünnte Salpetersäure, Natrium- oder Kaliumnitratlösung hinzugesetzt. Diese Lösungen werden mit 1 ml konzentrierter Schwefelsäure unterschichtet, indem wir das Reagenzglas schräg halten und die Schwefelsäure langsam mit Hilfe einer Pipette an der Innenwand des Reagenzglases herunterfließen lassen (Abb. 43). Beobachten Sie die Trennfläche beider Flüssigkeitssäulen!*

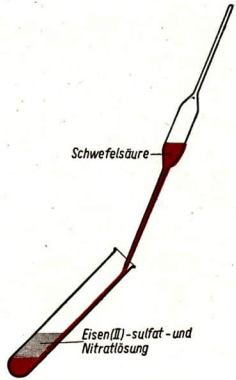


Abb. 43 Nachweis von Nitrationen

An der Trennungsfläche entsteht ein violetter bis brauner Ring. Er wird durch eine kompliziert zusammengesetzte Stickstoffverbindung hervorgerufen.

Eine Lösung wird auf Nitrationen geprüft, indem sie zu einer Eisen(II)-sulfatlösung im Reagenzglas gegeben wird. Nach Unterschichten der Flüssigkeit mit konzentrierter Schwefelsäure entsteht bei Anwesenheit von Nitrationen ein violett bis braun gefärbter Ring.

2. Verwendung. Die Nitrate werden wegen ihres Gehaltes an Stickstoff in erheblichen Mengen als Düngemittel in der Landwirtschaft verwendet. Da Nitrate beim Erhitzen leicht Sauerstoff abgeben, dienen sie zur Herstellung von Explosivstoffen. Der abgegebene Sauerstoff bewirkt, daß sich die in Explosivstoffen enthaltenen brennbaren Stoffe besonders schnell entzünden. Ammoniumnitrat ist zum Beispiel ein wichtiger Bestandteil in Sprengstoffen. Im Laboratorium wird Silbernitratlösung zum Nachweis für Chloridionen verwendet.

Nitrate sind die Salze der Salpetersäure. Sie enthalten das negativ einwertige Nitration NO_3^-. Beim Erhitzen geben Natrium- und Kaliumnitrat Sauerstoff ab. Nitrate werden in der Landwirtschaft als Düngemittel verwendet.

Stickstoffdüngemittel

Um die Jahrhundertwende wurden Nitratvorkommen in Chile und das in Gaswerken und Kokereien bei der Gasreinigung entstehende Ammoniakwasser als Ausgangsstoffe für die Erzeugung von Stickstoffdüngemitteln verwendet. Nach der Ent-

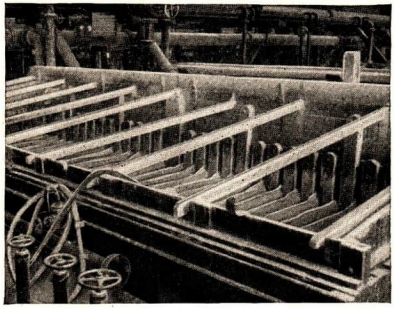


Abb. 44 Tauchsaugfilter im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

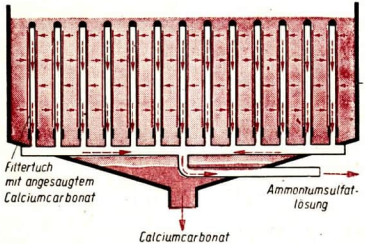


Abb. 45 Schematische Darstellung eines Tauchsaugfilters

wicklung des HABER-BOSCH-Verfahrens und der Ammoniakverbrennung konnten in zunehmendem Maße aus Ammoniak und Salpetersäure Stickstoffdüngemittel hergestellt werden.

Wichtige Stickstoffdüngemittel sind **Kalkammonsalpeter, Natronsalpeter, Ammonsulfat** und **Kalkstickstoff.** Der Stickstoff liegt im Ammonsulfat im Ammoniumion vor. Natronsalpeter ist die Bezeichnung für die Verbindung Natriumnitrat. Im Kalkammonsalpeter sind neben Nitrationen noch Ammoniumionen enthalten. Wir lernen nun die Herstellung einiger Stickstoffdüngemittel kennen.

1. Ammonsulfat. Ausgangsstoffe für die Produktion von Ammonsulfat sind Ammoniumcarbonat und **Anhydrit.** Anhydrit ist in der Natur vorkommendes **Calciumsulfat $CaSO_4$.** Es wird von Niedersachswerfen zum VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" transportiert. Ammoniumcarbonat $(NH_4)_2CO_3$ entsteht, wenn ein Teil des kohlendioxydhaltigen Mischgases für die Ammoniaksynthese bei Normaldruck mit Ammoniumhydroxydlösung gewaschen wird:

$$2\,NH_4OH + CO_2 \rightarrow (NH_4)_2\,CO_3 + H_2O\,.$$

Wir untersuchen die Vorgänge bei der Ammonsulfatherstellung.

Versuch 27: *In einem hohen, schlanken Meßzylinder werden 5 g Calciumsulfat in 75 ml Wasser aufgeschlämmt und mit 25 ml Ammoniumhydroxydlösung versetzt. In die Lösung leiten wir 15 Minuten lang einen starken Kohlendioxydstrom ein. Die Lösung wird anschließend filtriert. Einen Teil des Filtrats dampfen wir in einer Porzellanschale ein.*
Prüfen Sie den Rückstand auf Ammoniumionen! Weisen Sie in einer Probe des Filterrückstandes Carbonationen nach!

An der Erwärmung der Lösung erkennen wir, daß chemische Umsetzungen stattfinden. Im Meßzylinder entsteht Ammoniumcarbonat, das sich mit Calciumsulfat zu

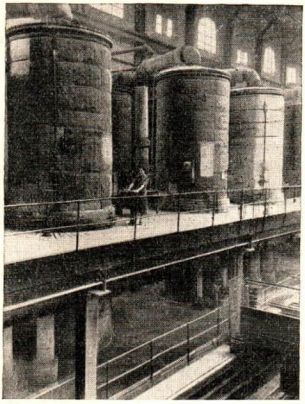


Abb. 46 Vakuumverdampfer im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

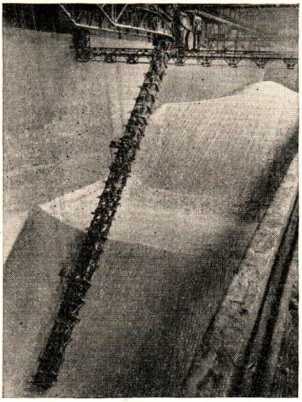


Abb. 47 Ammonsulfatsilo im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

Ammoniumsulfat und Calciumcarbonat umsetzt. Die Reaktion beruht auf dem Austausch der Säurerestionen:

$$(NH_4)_2\boxed{CO_3} + Ca\boxed{SO_4} \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + CaCO_3\,.$$

Bei der industriellen Herstellung von Ammonsulfat wird feingemahlener Anhydrit in **Rührkesseln** mit Ammoniumcarbonatlösung zu einem dünnen Brei angerührt. Die Ammoniumsulfatlösung und der Calciumcarbonatschlamm werden in **Tauchsaugfiltern** (Abb. 44 und 45) voneinander getrennt. Anschließend gelangt die Ammoniumsulfatlösung in große **Vakuumverdampfer** (Abb. 46), in denen die Lösung

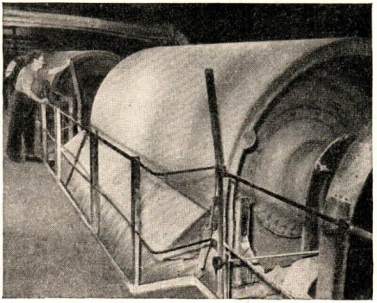


Abb. 48 Trommelfilter zum Abscheiden des Calciumcarbonats im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

konzentriert wird, bis sich Kristalle abscheiden. Die Ammoniumsulfatkristalle werden in Zentrifugen vom Wasser getrennt. Nach dem Trocknen gelangt das Salz in große Lagersilos, aus denen es mit Baggern entnommen wird (Abb. 47).

Ammoniumsulfat kommt als Düngemittel unter den Bezeichnungen Ammonsulfat oder schwefelsaures Ammoniak in den Handel. Als Nebenprodukt fällt bei der Herstellung von Ammonsulfat Calciumcarbonat an. Es wird aus dem Calciumcarbonatschlamm auf **Trommelfiltern** (Abb. 48) von der Flüssigkeit getrennt. Das getrocknete Produkt wird **Leunakalk** genannt. Leunakalk enthält noch etwa 2% an Ammoniumverbindungen. Er wird in der Landwirtschaft als Kalkdünger verwendet.

Zur Erzeugung von Ammonsulfat wird eine Ammoniumcarbonatlösung mit feingemahlenem Anhydrit umgesetzt. Als Nebenprodukt entsteht Düngekalk (Leunakalk).

2. Kalkammonsalpeter. Als Ausgangsstoffe für die Kalkammonsalpeterherstellung dienen Kalkstein und Ammoniumnitrat.

Ammoniumnitrat wird durch Neutralisation von gasförmigem Ammoniak mit Salpetersäure hergestellt.

Versuch 28: *Ammoniak wird bis zur Neutralisation in Salpetersäure eingeleitet, die vorher mit Lackmuslösung versetzt wurde. Wenige Milliliter der neutralen Lösung werden im Reagenzglas vorsichtig eingedampft. Das entstandene Salz wird im Becherglas auf Ammonium- und im Reagenzglas auf Nitrationen geprüft.*

Die chemische Gleichung für die Darstellung von Ammoniumnitrat lautet:

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3.$$

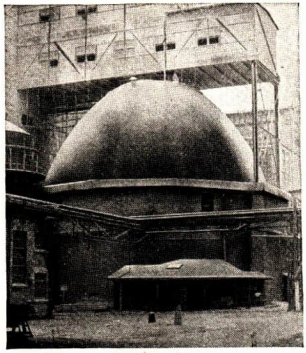


Abb. 49 Sprühturm im VEB Farbenfabrik Wolfen

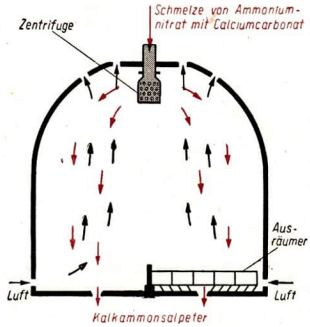


Abb. 50 Schematische Darstellung eines Sprühturmes

Zur industriellen Herstellung von Kalkammonsalpeter wird Ammoniumnitrat geschmolzen und in einem Mischgefäß mit gemahlenem Kalkstein vermengt. Die heiße Schmelze wird in gemauerten **Sprühtürmen** (Abb. 49 und Abb. 50) durch eine Zentrifuge fein verteilt. Der verteilten Schmelze strömt kalte Luft entgegen. Auf dem Boden des Sprühturmes setzen sich feine Körnchen ab. Der Kalkammonsalpeter wird mit einem rotierenden **Ausräumer** ausgetragen.

Kalkammonsalpeter ist ein Gemisch aus Ammoniumnitrat mit Calciumcarbonat.

3. Kalkstickstoff. Kalkstickstoff enthält **Calciumcyanamid,** eine Verbindung von Calcium, Kohlenstoff und Stickstoff. Sie hat die Formel $CaCN_2$. Ausgangsstoffe für die Herstellung von Kalkstickstoff sind Luft und Calciumcarbid, das aus Calcium und Kohlenstoff besteht. Glühendes Calciumcarbid wird mit dem Stickstoff aus der Luft umgesetzt. Der entstandene Kalkstickstoff ist von grauschwarzer Farbe, da sich bei der Reaktion neben Calciumcyanamid auch Graphit bildet.

Kalkstickstoff entsteht bei der Reaktion von glühendem Calciumcarbid mit Stickstoff aus der Luft. Er enthält unter anderem die Stickstoffverbindung Calciumcyanamid.

Die Stickstoffindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über eine bedeutende Stickstoffindustrie. Unser wichtigstes Stickstoffwerk ist der **VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"** bei Merseburg (Abb. 51). Dieser Betrieb, der zu den bedeutendsten der Welt

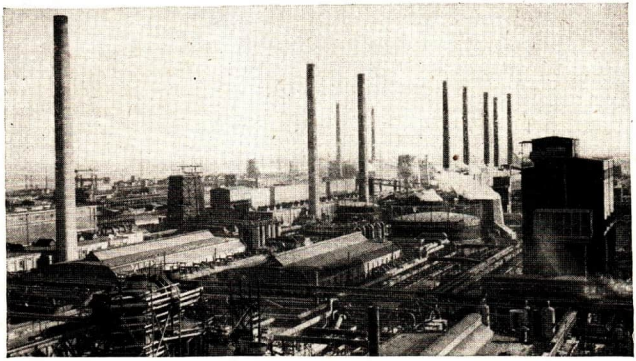


Abb. 51 Teilansicht des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"



Abb. 52 Bewaffnete Arbeiterabteilung in einer mitteldeutschen Ortschaft bei den Märzkämpfen 1921

zählt, stellt einschließlich der Stickstofferzeugnisse etwa 300 chemische Produkte her.

Die ersten Teilanlagen zur Ammoniaksynthese in den Leuna-Werken wurden während des ersten Weltkrieges in den Jahren 1916 und 1917 erbaut, als der große Bedarf an Stickstoffverbindungen für die Herstellung von Munition und Sprengstoffen von den übrigen Werken in Deutschland nicht mehr gedeckt werden konnte. Die deutschen Monopolkapitalisten waren an dem beschleunigten Aufbau dieses Werkes äußerst interessiert. Sie verdienten an der Kriegsproduktion ungeheure Summen, während Millionen von Menschen auf den Schlachtfeldern verbluteten. Die Leunaarbeiter führten einen entschiedenen Kampf gegen den verbrecherischen Krieg, indem sie bereits Ende 1917 einen Massenstreik organisierten.

Nach der Novemberrevolution 1918 in Deutschland wollten die Feinde der Revolution die revolutionäre Bewegung unterdrücken. Die deutsche Arbeiterklasse antwortete mit Streiks und bewaffneten Aktionen. Im März 1921 versuchten Polizeitruppen, die Werke des mitteldeutschen Industriegebietes zu besetzen. In den Leuna-Werken schlossen sich die Arbeiter, wie in vielen anderen Orten, zu bewaffneten Kampfabteilungen (Abb. 52) zusammen, besetzten ihren Betrieb und schlugen die Polizei zunächst zurück. Nach tagelangen Kämpfen wurden schließlich die heldenhaft kämpfenden Arbeiterabteilungen der Leuna-Werke überwältigt. Die Abwehrkämpfe der Leunaarbeiter im Jahre 1921 zählen zu den ruhmreichsten Aktionen der deutschen Arbeiterbewegung.

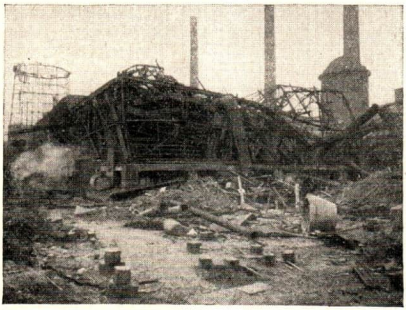


Abb. 53 Durch Luftangriffe zerstörte Anlagen der Leuna-Werke

In der Zeit der Herrschaft des Faschismus wurden die

Leuna-Werke erneut für die Kriegsproduktion mißbraucht. In der Hand des IG-Farbenkonzerns wurden sie zu einem der wichtigsten Betriebe für die Vorbereitung und Führung des zweiten Weltkrieges. Bei seinem Ende war das Werk zu 80% durch zahlreiche Luftangriffe zerstört (Abb. 53).

1945 besetzten sowjetische Truppen das stark zerstörte Werk. Unter der Leitung sowjetischer Chemiker und Techniker wurden in kürzester Zeit viele Werkanlagen wieder aufgebaut und in Betrieb gesetzt. Die Leunaarbeiter gingen mit aller Kraft an die Erfüllung ihrer Produktionspläne. Von Jahr zu Jahr konnten größere Mengen von Ammoniak, Düngemitteln, Kraftstoffen, Plasten, Arzneimitteln und vielen anderen Erzeugnissen hergestellt werden. 1954 übergab die Regierung der UdSSR die Leuna-Werke zusammen mit 32 anderen Großbetrieben der Deutschen Demokratischen Republik als Eigentum. Die Werktätigen dieses Betriebes schützen ihn heute, organisiert in den Hundertschaften der Kampfgruppen (Abb. 54), vor Anschlägen der Feinde unseres Arbeiter-und-Bauern-Staates.

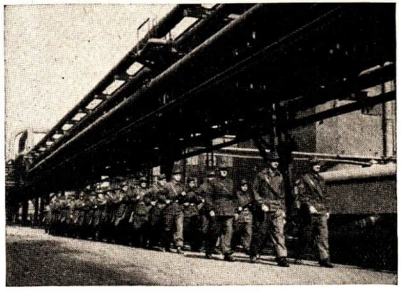


Abb. 54 Hundertschaft der Kampfgruppen der Arbeiterklasse im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

Der VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" ist unser größter Chemiebetrieb. Das in der Syntheseanlage des Werkes erzeugte Ammoniak wird vor allem für die Düngemittelerzeugung verwertet. Ein großer Teil wird im Werk selbst zu Ammonsulfat verarbeitet, der Rest an andere Werke unserer Republik zur Herstellung weiterer Stickstoffdünger und anderer Produkte abgegeben.

Im **VEB Farbenfabrik Wolfen** und im **VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld** wird durch Ammoniakverbrennung Salpetersäure hergestellt. Beide Betriebe verwenden unter anderem Salpetersäure zur Herstellung von Kalkammonsalpeter.

Der VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld stellt daneben als weiteres Stickstoffdüngemittel Natronsalpeter her. Im **VEB Stickstoffwerk Piesteritz** wird Kalkstickstoff erzeugt.

In Abbildung 55 wird ein Überblick über die Stickstoffbetriebe unserer Republik und deren wichtigste Stickstoffdüngemittel gegeben.

Unsere Stickstoffindustrie erzielte in den vergangenen Jahren beachtliche Produktionsleistungen (Abb. 56 und 57). Im Siebenjahrplan wird die Produktion von Stickstoffdüngemitteln weiter gesteigert. Unter den Stickstoffdüngemitteln nimmt bis 1965 besonders der Anteil der nitrathaltigen Dünger zu. Dazu ist die Steigerung der Salpetersäureproduktion eine wesentliche Voraussetzung. Im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld entsteht deshalb im Siebenjahrplan eine neue Anlage zur Herstellung von Salpetersäure. Der Betrieb erzeugt dann bedeutend mehr Kalkammon-

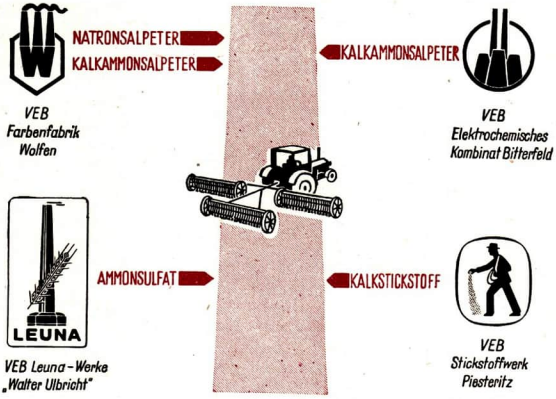


Abb. 55 Stickstoffdüngemittelindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik

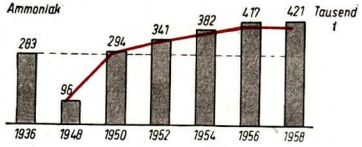


Abb. 56 Entwicklung der Produktion von Ammoniak in der Deutschen Demokratischen Republik

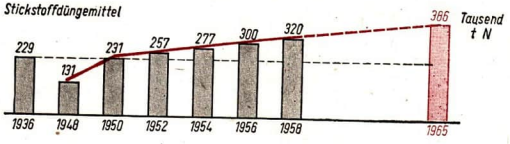


Abb. 57 Entwicklung der Produktion von Stickstoffdüngemitteln in der Deutschen Demokratischen Republik

salpeter. Salpetersäure wird ferner zur Produktion von Volldüngern gebraucht, die im Siebenjahrplan ebenfalls eine Steigerung erfährt.

Die Stickstoffdüngemittel unserer Republik werden ausschließlich auf der Grundlage einheimischer Rohstoffe hergestellt. Sie werden nicht nur für den Bedarf unserer eigenen sozialistischen Landwirtschaft produziert, sondern sie sind zugleich wichtige Ausfuhrgüter. Unsere Republik liefert Stickstoffdüngemittel vor allem an die sozialistischen Länder.

Phosphor

In den Hauptgruppen des Periodensystems nimmt das Bindungsbestreben der Elemente gegenüber Sauerstoff mit steigender Ordnungszahl zu. Wir erwarten daher, daß es beim Element Phosphor größer als beim Stickstoff ist.

1. Vorkommen. Phosphor kommt in der Natur infolge seiner großen Reaktionsfähigkeit nur in Verbindungen vor. Als Mineralien treten besonders die **Calciumphosphate,** die Calciumsalze der Phosphorsäure auf. Phosphatmineralien sind der **Phosphorit** und der **Apatit.** Die UdSSR besitzt über zwei Fünftel des Weltvorrates an diesen Mineralien. Wichtig sind die Apatitvorkommen auf der Halbinsel Kola am Weißen Meer. Weitere bedeutende Lagerstätten befinden sich in der Volksrepublik China, in Nordamerika (Florida) und Nordafrika. Es gibt außerdem phosphorreiche Eisenerze.

Phosphorverbindungen sind für den Aufbau der Pflanzen und des tierischen Körpers lebensnotwendig. Sie sind besonders in den Samen, in den Knochen, im Blut, in der Nerven- und Gehirnsubstanz anzutreffen.

Phosphor kommt in der Natur nur in Verbindungen vor. Phosphorverbindungen sind in den Mineralien Apatit und Phosphorit, in manchen Eisenerzen sowie im pflanzlichen und tierischen Organismus enthalten.

2. Eigenschaften. Wir untersuchen nun die wichtigsten Eigenschaften des Phosphors. Von diesem Element sind zwei Modifikationen bekannt.

Versuch 29: *Eine Stange weißer Phosphor wird mit einer Tiegelzange der Vorratsflasche entnommen. Wir legen den Phosphor in eine flache, mit Wasser gefüllte Schale und schneiden unter Wasser mit dem Messer ein erbsengroßes Stück ab. Es wird mit der Tiegelzange aus dem Wasser genommen und schnell mit Filterpapier getrocknet. Wir halten den Phosphor mit der Tiegelzange eine Zeitlang an der Luft und bringen ihn dann in der Nähe der kleinen Flamme eines Brenners. Beobachten Sie das Stück weißen Phosphor!*
Wir betrachten ein zweites, kleineres, ebenso vorbereitetes Stück weißen Phosphor im verdunkelten Raum.
Beobachten Sie die Erscheinungen am Phosphorstück!

Versuch 30: *Wir geben ein kleines Stück weißen Phosphor in ein Reagenzglas und setzen dann einige Milliliter Schwefelkohlenstoff zu. Die Lösung wird auf Filtrierpapier gegossen, das auf einer feuerfesten Unterlage liegt.*
Was beobachten Sie?

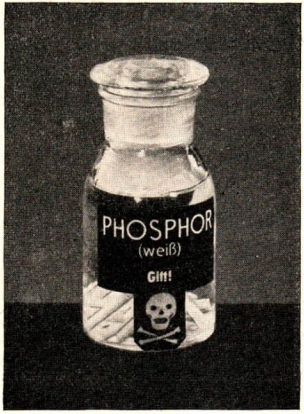


Abb. 58 Aufbewahrung von weißem Phosphor

Weißer Phosphor ist wachsweich und kann deshalb geschnitten werden. Bei normaler Temperatur steigt von ihm an der Luft weißer Rauch auf. Der weiße Phosphor leuchtet im Dunkeln, wenn er mit der Luft in Berührung kommt.

Stücke von weißem Phosphor entzünden sich bei Temperaturen wenig über 50°C. In feinverteilter Form, wie er nach dem Verdunsten des Schwefelkohlenstoffs vorliegt, entzündet er sich bereits bei Zimmertemperatur.

Vergleichen Sie das Verhalten von Phosphor an der Luft mit dem von Stickstoff!

Auf Grund seines großen Bindungsbestrebens zu Sauerstoff muß weißer Phosphor unter Luftabschluß, zum Beispiel unter Wasser, aufbewahrt werden (Abb. 58).

Weißer Phosphor ist in Wasser unlöslich. Seine Löslichkeit in Schwefelkohlenstoff ist aber groß.

Der weiße Phosphor ist stark giftig. Eine Menge von 0,1 g, die in den Magen des Menschen gelangt, wirkt bereits tödlich. Als Gegenmittel dient eine sehr stark verdünnte Kupfersulfatlösung, die den Phosphor chemisch umsetzt und Brechreiz hervorruft. Auf der Haut verursacht weißer Phosphor schwerheilende Wunden.

Vorsicht beim Umgang mit weißem Phosphor! Er entzündet sich an der Luft sehr leicht und ist sehr giftig!

Versuch 31: *Wir legen ein kleines Stück weißen Phosphor mit einer Tiegelzange in ein Reagenzglas, das anschließend mit einem Wattebausch verschlossen wird. Wir erhitzen den weißen Phosphor vorsichtig.*
Beobachten Sie die Veränderungen, die der Phosphor beim Erhitzen erfährt! Achten Sie auch auf den oberen kühleren Teil des Reagenzglases!

Weißer Phosphor verdampft nach dem Schmelzen. An den kühlen Innenwänden des Reagenzglases entsteht teilweise ein roter Belag. Er erweist sich bei näheren Untersuchungen als eine Modifikation des Elementes Phosphor. Die Umwandlung der weißen in die rote Modifikation läuft unter Lichteinwirkung bereits bei gewöhnlicher Temperatur langsam ab. Umgekehrt kann auch der rote in weißen Phosphor überführt werden.

Roter Phosphor ist pulverförmig. Er leuchtet im Dunkeln nicht und entzündet sich an der Luft nur bei Temperaturen über 400°C. Er ist weniger reaktionsfähig als der weiße Phosphor. Roter Phosphor löst sich in Wasser und Schwefelkohlenstoff nicht. Er ist ferner ungiftig.

Die Verbrennung des weißen und des roten Phosphors führt bei Luftüberschuß zum Phosphor(V)-oxyd P_2O_5.

Stellen Sie die Eigenschaften der beiden Modifikationen des Phosphors in einer Tabelle gegenüber!

Phosphor ist reaktionsfähiger als Stickstoff. Roter und weißer Phosphor sind Modifikationen des Elementes Phosphor. Weißer Phosphor ist giftig.

3. Verwendung. Phosphor wird in der chemischen Industrie aus Phosphaten hergestellt. Herstellerbetriebe für elementaren Phosphor sind in der Deutschen Demokratischen Republik der VEB Stickstoffwerk Piesteritz und der VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld.

Weißer Phosphor dient zur Erzeugung von Phosphorsäure und anderen wichtigen Phosphorverbindungen. Seiner Giftigkeit wegen ist er Bestandteil von Rattenbekämpfungsmitteln. Aus weißem Phosphor wird ferner roter Phosphor erzeugt. Der rote Phosphor wird unter anderem in der Zündholzindustrie zusammen mit Glaspulver und einer Antimon-Schwefel-Verbindung zur Herstellung von Reibflächen für Zündhölzer benutzt.

Im zweiten Weltkrieg wurden von den Flugzeugen der imperialistischen Staaten auf Städte und Dörfer **Phosphor-Brandbomben** abgeworfen. Sie verursachten riesige Brände und hatten den Tod vieler tausend Menschen zur Folge. In den Phosphor-Brandbomben ist eine Lösung von weißem Phosphor in Schwefelkohlenstoff oder einem anderen brennbaren Stoff enthalten. Sie wird bei Explosion der Bombe verspritzt.

Erklären Sie die weitere Wirkung dieser Bombe!

Die Imperialisten, besonders in Westdeutschland, drohen den sozialistischen Staaten des großen Weltfriedenslagers mit einem neuen Krieg. Die Bürger der Deutschen Demokratischen Republik müssen deshalb zum Schutze ihres friedlichen Aufbauwerkes auch Luftschutzmaßnahmen durchführen. Eine wichtige Maßnahme zum Schutz gegen die Auswirkungen von Phosphor-Brandbomben ist zum Beispiel die Beseitigung aller leicht brennbaren Gegenstände aus den Dachgeschossen. Aber auch brennender Phosphor kann wirkungsvoll bekämpft werden, wenn er mit Sand bedeckt wird.

Erklären Sie die Löschwirkung!

Die Bekämpfung von Phosphorbränden mit Wasser bewirkt dagegen nur ein vorübergehendes Löschen. *Warum?* Brennender Phosphor ruft auf der Haut gefährliche Brandwunden hervor. Er muß daher sofort mit Wasser gelöscht und anschließend entfernt werden. Danach ist die betreffende Stelle mit einer Kupfersulfatlösung oder mit Wasser zu behandeln.

Brennender Phosphor wird mit Sand gelöscht. Er muß von der Haut entfernt werden. Die verbrannte Hautstelle ist mit Kupfersulfatlösung oder Wasser zu behandeln.

Phosphor(V)-oxyd und Phosphorsäure

Da Phosphor gegenüber Sauerstoff maximal fünfwertig ist, gibt es ein Oxyd der Zusammensetzung P_2O_5. Es ist das uns bekannte Phosphor(V)-oxyd, das auch Phosphorpentoxyd genannt wird. Dieses Oxyd ist das Anhydrid der **Phosphorsäure H_3PO_4.**

1. Eigenschaften. Phosphorpentoxyd ist ein weißes, schneeartiges Pulver. Es ist stark hygroskopisch und verbindet sich heftig unter Zischen mit Wasser. Dabei entsteht Phosphorsäure H_3PO_4.

Wie lautet die chemische Gleichung für diesen Vorgang?

Phosphorsäure ist in konzentrierter wäßriger Lösung dickflüssig. Bei der Dissoziation von Phosphorsäure in Wasser werden die Wasserstoffatome eines Moleküls nacheinander abgegeben. Phosphorsäure dissoziiert deshalb in drei Stufen:

1. Stufe $H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$
2. Stufe $H_2PO_4^- \rightarrow H^+ + HPO_4^{--}$
3. Stufe $HPO_4^{--} \rightarrow H^+ + PO_4^{---}$.

In der Lösung sind neben Wasserstoffionen diese Säurerestionen vorhanden. Im Vergleich zu den anderen Säuren ist die Phosphorsäure eine mittelstarke Säure. Sie ist nicht flüchtig.

2. Verwendung. Phosphor(V)-oxyd ist ein wichtiger Ausgangsstoff für die Herstellung von Phosphorverbindungen. Es dient ferner als Trockenmittel für Gase und Flüssigkeiten. Außerdem kann man mit ihm aus chemischen Verbindungen Wasser abspalten. Phosphorsäure wird vor allem zur Düngemittelherstellung benutzt.

Phosphor(V)-oxyd P_2O_5 ist das Anhydrid der Phosphorsäure H_3PO_4. Phosphorsäure dissoziiert in drei Stufen.

Phosphate

1. Zusammensetzung. Die Salze der Phosphorsäure heißen Phosphate. Die Phosphorsäure bildet wegen ihrer drei Dissoziationsstufen auch drei Arten von Salzen, die **Dihydrogenphosphate,** die **Hydrogenphosphate** und die **Phosphate.**

Als Beispiel dient uns die Zusammensetzung der Calciumsalze:

Calcium dihydrogenphosphat	**$Ca(H_2PO_4)_2$**
Calcium hydrogenphosphat	**$CaHPO_4$**
Tricalcium phosphat	**$Ca_3(PO_4)_2$.**

Geben Sie die Zusammensetzung der Natriumsalze der Phosphorsäure an!

2. Eigenschaften und Verwendung. Wir untersuchen die Löslichkeit von Salzen der Phosphorsäure.

Versuch 32: *Wir geben eine Spatelspitze einiger Dihydrogenphosphate, Calciumhydrogenphosphat, Alkalihydrogenphosphat sowie Tricalciumphosphat und Alkaliphosphat in je ein Reagenzglas. Den Salzen wird jeweils die gleiche Menge destilliertes Wasser zugesetzt.*
Vergleichen Sie die Löslichkeit der Salze!

Die Dihydrogenphosphate lösen sich in Wasser. Auch die Alkalihydrogenphosphate und Alkaliphosphate sind wasserlöslich. Die übrigen Hydrogenphosphate und Phosphate lösen sich in Wasser nicht.

Versuch 33: *Wenige Tropfen Dinatriumhydrogenphosphatlösung werden im Reagenzglas mit etwas Silbernitratlösung umgesetzt. Danach geben wir Salpetersäure hinzu.*
Beobachten Sie die Bildung des Niederschlags und sein Verhalten bei Säurezugabe!

Bei der Umsetzung von **Dinatriumhydrogenphosphat Na_2HPO_4** mit Silbernitrat entsteht ein Niederschlag von gelbem **Trisilberphosphat Ag_3PO_4.** Trisilberphosphat löst sich auf, wenn Salpetersäure hinzugegeben wird.

Die Umsetzung von Silberionen mit Phosphationen kann zum Nachweis des Phosphations verwendet werden:

$$3\ Ag^+ + PO_4^{---} \rightarrow Ag_3PO_4.$$

Phosphorit und Apatit, die in der Hauptsache Tricalciumphosphat enthalten, sind Ausgangsstoffe zur Herstellung von Phosphor, Phosphorpentoxyd und Phosphorsäure. Sie werden besonders zur Erzeugung von Phosphatdüngemitteln verwendet.

Phosphorsäure bildet Dihydrogenphosphate, Hydrogenphosphate und Phosphate. Das im Phosphorit und Apatit vorkommende Tricalciumphosphat ist wasserunlöslich.
Silberionen dienen zum Nachweis von Phosphationen.

Phosphatdüngemittel

Die Pflanzen nehmen das Element Phosphor in Form der Phosphationen auf, die in einer Lösung vorliegen müssen. Das im Phosphorit und Apatit enthaltene Tricalciumphosphat muß deshalb in lösliche Formen überführt werden. Die Umsetzung von Phosphatmineralien zu löslichen Phosphaten wird als **Aufschluß** bezeichnet.

1. Säureaufschluß. Bei der Herstellung von Superphosphaten erfolgt der Aufschluß durch Säuren. Im Versuch 33 haben wir bereits gesehen, daß ein Phosphat durch Zusatz von Säure in Lösung geht.

Superphosphat wird bei uns zum Beispiel im VEB Chemiewerk Coswig nach einem modernen kontinuierlichen Verfahren hergestellt. Feingemahlener Apatit wird dazu in Mischern mit Schwefelsäure geringer Konzentration versetzt. Es entsteht ein breiartiges Gemisch, in dem bereits ein Teil des Tricalciumphosphats mit Schwefelsäure zu Calciumdihydrogenphosphat und Calciumsulfat umgesetzt ist:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2\ CaSO_4.$$

Zur weiteren Umsetzung leitet man das Gemisch in einen zylinderförmigen Betonbehälter, den **Aufschlußkeller** (Abb. 59). Der Behälter dreht sich langsam um seine Achse. Dabei erhält das breiartige Gemisch infolge der Umsetzung immer größere Festigkeit. Nach einer vollen Umdrehung wird es mit **Schabemessern,** die vom Eintrag durch eine feststehende Wand getrennt sind, gelockert und dann ausgetragen (Abb. 60). Transportbänder bringen nun das Gemisch in eine Halle. Dort lagert es auf Halden, bis die Umsetzung beendet ist. Nach der Zerkleinerung beim Abbau von der Halde ist das Superphosphat versandfertig.

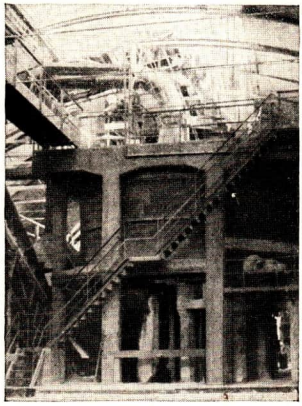


Abb. 59 Anlage zum Aufschluß von Phosphaten im VEB Chemiewerk Coswig

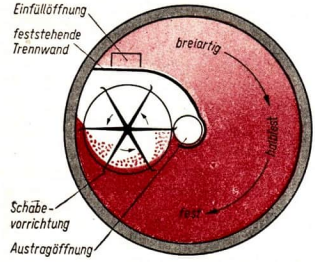


Abb. 60 Schematische Darstellung des Aufschlußkellers (Horizontalschnitt)

Superphosphat kommt der besseren Düngewirkung wegen auch in granulierter Form in den Handel. **Granuliertes Superphosphat** stellt man her, indem das zerkleinerte Produkt auf rotierende Teller gegeben wird (Abb. 61). Es entstehen dabei Kugeln mit 1 bis 3 mm Durchmesser.

Doppelsuperphosphat enthält nur Calciumdihydrogenphosphat. Dieses Phosphatdüngemittel entsteht beim Aufschluß von Phosphatmineralien mit konzentrierter Phosphorsäure.

Der Aufschluß von Tricalciumphosphat mit Salpetersäure führt zu Düngemitteln, die zugleich die Pflanzennährstoffe Stickstoff und Phosphor enthalten. Bei Zugabe von Kaliumverbindungen entstehen dann Volldünger. Zu ihnen gehört zum Beispiel **Nitrophoska.**

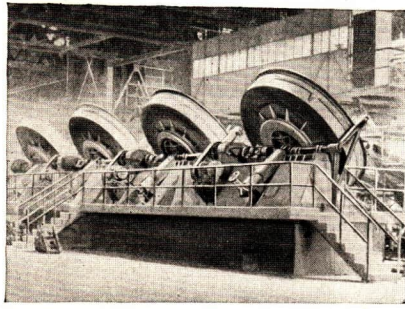


Abb. 61 Granulatanlage im VEB Chemiewerk Coswig

Phosphatmineralien können durch Aufschluß mit Säuren in wasserlösliche Phosphate übergeführt werden. Durch Säureaufschluß werden Superphosphat, Doppelsuperphosphat sowie stickstoff- und phosphorhaltige Düngemittel hergestellt.

2. Thermischer Aufschluß. Phosphatmineralien werden auch bei erhöhten Temperaturen ohne Verwendung von Säuren aufgeschlossen. Das Verfahren wird als thermischer Aufschluß bezeichnet.

Ausgangsstoff für die Herstellung von **Mg-Phosphat** ist neben den Phosphatmineralien der Kieserit $MgSO_4 \cdot H_2O$, der bei der Aufbereitung von Kalisalzen als Nebenprodukt anfällt. Die Ausgangsstoffe werden gemahlen, gemischt und im Drehrohrofen bei 1000°C bis zum Schmelzen erhitzt. Es entstehen dann unter Austausch von Säureresten im wesentlichen Trimagnesiumphosphat und Calciumsulfat.

Stellen Sie die chemische Gleichung auf!

Die Schmelze wird mit Wasser und Luft plötzlich abgekühlt. Nach Zerkleinerung durch Walzen fällt ein feinkörniges Produkt, das Mg-Phosphat, an.

Trimagnesiumphosphat wird im Gegensatz zum Tricalciumphosphat von den schwachen Säuren gelöst, die die Pflanzenwurzeln ausscheiden.

Alkalisinterphosphat wird ebenfalls im Drehrohrofen hergestellt. Als Ausgangsstoffe dienen Phosphatmineralien, Alkalisalze, Kalkstein und Sand. Sie werden gemahlen, vermischt und nur bis zum Glühen erhitzt. Dabei sintern die Ausgangsstoffe zu Klinkern zusammen. Es entstehen Phosphate, die neben dem Säurerest der Phosphorsäure Calcium und Alkalimetall enthalten. Die Klinker werden gekühlt und anschließend gemahlen.

Auch aus dem Alkalisinterphosphat wird das Phosphation im Boden durch schwache Säuren gelöst.

3. Thomasphosphat. Aus phosphorreichem Roheisen entsteht bei der Stahlerzeugung nach dem Windfrischverfahren als Nebenprodukt Thomasschlacke.

Welcher Betrieb unserer Republik stellt nach diesem Verfahren Stahl her?

Thomasschlacke wird nach dem Abschlacken gekühlt und kommt feingemahlen als Thomasphosphat in den Handel. Das Thomasphosphat enthält neben Calciumverbindungen und anderen Stoffen ein Phosphat komplizierter Zusammensetzung, das in schwachen Säuren löslich ist.

Phosphatmineralien werden durch Umsetzung mit Säuren oder thermisch aufgeschlossen. Es entstehen Düngemittel, deren Phosphationen in Wasser oder schwachen Säuren löslich sind. Bei Säureaufschluß entstehen Superphosphate, bei thermischem Aufschluß Mg-Phosphat und Alkalisinterphosphat.

Die Phosphatdüngemittelindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik

Den größten Teil an Phosphatmineralien erhält die Deutsche Demokratische Republik aus der Sowjetunion. Sie liefert uns im Rahmen umfassender Handelsabkommen das Mineral Apatit und an Tricalciumphosphat angereicherten Apatit. Die anderen Ausgangsstoffe zur Herstellung von Phosphatdüngemitteln werden in Betrieben unserer chemischen Industrie vor allem aus eigenen Rohstoffen erzeugt.

Die wichtigsten Herstellerbetriebe für Superphosphat sind bei uns der **VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt)** und der **VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Salzwedel.** Superphosphat wird ferner im **VEB Fahlberg-List Magdeburg** und im **VEB Chemiewerk „Friedlieb Ferdinand Runge" Oranienburg** produziert.

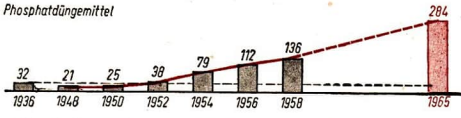


Abb. 62 Entwicklung der Produktion von Phosphatdüngemitteln in der Deutschen Demokratischen Republik

Im **VEB Phosphatwerk Rüdersdorf,** im **VEB Chemische Fabrik Heinrichshall** (Kreis Gera-Land) und im **VEB Kalk- und Phosphatwerk Steudnitz** (Kreis Jena) werden Phosphatmineralien thermisch aufgeschlossen. Die Entwicklung und Aufnahme der Produktion von Alkalisinterphosphat und Mg-Phosphat in der Deutschen Demokratischen Republik haben große volkswirtschaftliche Bedeutung. Diese beiden Düngemittel haben ständig wachsenden Anteil an den Phosphatdüngern, die unsere Landwirtschaft erhält. Der thermische Aufschluß von Phosphaten erspart Schwefelsäure, die zur Herstellung vieler Produkte unserer Industrie gebraucht wird.

Auch die Superphosphatbetriebe tragen zur besseren Versorgung unserer Landwirtschaft mit Phosphatdüngemitteln bei. Im VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt) entstand zum Beispiel in den letzten Jahren eine moderne, automatische Anlage für die Erzeugung von Superphosphat. Im Rahmen des Siebenjahrplanes werden dort noch Erweiterungen vorgenommen. In anderen Betrieben führen unsere Arbeiter und Ingenieure Neuerungen ein. So stellt der VEB Stickstoffwerk Piesteritz 1961 den phosphathaltigen Volldünger Nitrophoska her.

Unsere werktätigen Menschen haben auch schon große Erfolge bei der Herstellung granulierten Superphosphats erreicht. Ausgehend von einem Beschluß des IV. Parteitages der Sozialistischen Einheitspartei Deutschlands entstand im VEB Chemiewerk Coswig eine moderne Granulatanlage. Die landwirtschaftlichen Betriebe unserer Republik konnten daher schon in den vergangenen Jahren in steigendem Maße mit granuliertem Superphosphat versorgt werden. Vorteile der Granulatdüngung lernen wir im 5. Kapitel kennen.

Die Erweiterungsarbeiten und Erneuerungen in unserer Phosphatdüngemittelindustrie, die Steigerung der Schwefelsäureproduktion und die Handelsabkommen mit der Sowjetunion sind wichtige Voraussetzungen für die verbesserte Versorgung unserer Landwirtschaft mit Phosphatdüngemitteln. In Abbildung 62 wird uns ein Überblick über die Entwicklung der Produktion von Phosphatdüngemitteln in der Deutschen Demokratischen Republik gegeben.

Berechnen Sie, um wieviel Prozent gegenüber 1958 die Produktion dieser Düngemittel bis zum Jahre 1965 ansteigen wird!

Arsen, Antimon und Wismut

Weitere Elemente der Stickstoffgruppe sind Arsen, Antimon und Wismut. Sie kommen in der Natur vorwiegend in Verbindungen mit Schwefel vor.

Bei diesen Elementen vollzieht sich mit steigender Ordnungszahl der Übergang vom Nichtmetall zum Metall. Vom Element Arsen sind zwei Modifikationen vorhanden, eine gelbe nichtmetallische und eine graue metallische. Auch das Antimon tritt

in zwei Modifikationen auf, einer nichtmetallischen und einer metallischen. Das Element Wismut ist ein rötlich-weiß glänzendes Metall.

Bekannt sind auch die von der drei- und fünfwertigen Stufe der Elemente Arsen und Antimon gebildeten Oxyde. Ebenso gibt es auch vom dreiwertigen Wismut ein Oxyd. Bei den Oxyden erfolgt mit steigender Ordnungszahl ein Übergang vom sauren zum basischen Charakter. Die wäßrigen Lösungen reagieren abnehmend sauer, ihre basischen Eigenschaften nehmen zu.

Diese drei Elemente und ihre Verbindungen werden nur in begrenztem Umfange praktisch genutzt. Das sehr giftige **Arsen(III)-oxyd As_2O_3** heißt auch **Arsenik.** Es ist in manchen Schädlingsbekämpfungsmitteln enthalten. Metallisches Antimon ist ein härtender Bestandteil in Legierungen, die besonders als Lagermetalle verwendet werden. Das Metall Wismut dient zur Herstellung leichtschmelzender Legierungen, die als Lötmetalle geeignet sind.

Gruppeneigenschaften

Die wichtigsten Eigenschaften der Elemente der Stickstoffgruppe sind in Tabelle 16 zusammengestellt. Wir erkennen: Durch die Stellung eines Elements im Periodensystem sind seine Haupteigenschaften bestimmt. Dieser allgemeine gesetzmäßige Zusammenhang findet seinen Ausdruck in derselben maximalen Wertigkeit der Elemente gegenüber Sauerstoff und in ihren ähnlichen Gruppeneigenschaften. Er wird auch im Abnehmen des Nichtmetall- und in der Zunahme des Metallcharakters der Elemente deutlich. Davon abhängig verändert sich auch die Reaktion der Oxyde in wäßriger Lösung.

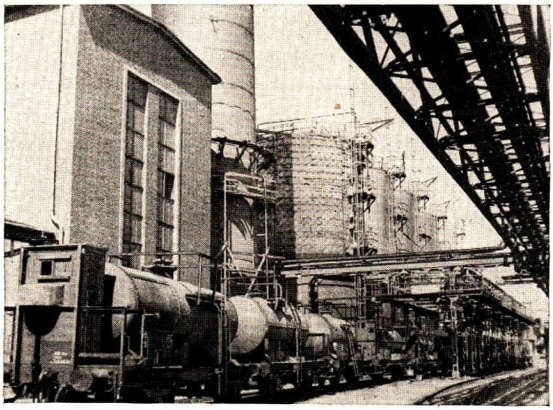
Tabelle 16. Eigenschaften von Elementen der Stickstoffgruppe

Element	Atomgewicht	Zustandsform bei Zimmertemperatur	Nichtmetall-/Metallcharakter	Änderung des Charakters der Oxyde
Stickstoff	14,01	gasförmig	nichtmetallisch	stark sauer
Phosphor	30,98	fest	nichtmetallisch	↓
Arsen	74,91	fest	nichtmetallisch/metallisch	↓
Antimon	121,76	fest	nichtmetallisch/metallisch	↓
Wismut	209,00	fest	metallisch	basisch

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. *Vergleichen Sie die Eigenschaften von Stickstoff, Sauerstoff, Kohlendioxyd und Wasserstoff!*
2. *Wie kann aus der Luft Stickstoff dargestellt werden?*
3. *Worauf beruht die basische Reaktion von Ammoniumhydroxydlösung?*
4. *Erhitzen Sie tierische Stoffe wie Horn, Federn und Schafwolle, und prüfen Sie mit feuchtem Lackmuspapier auf Ammoniak!*

5. *Weisen Sie Ammoniak in Stalldüngern nach!*
6. *Kennzeichnen Sie das chemische Gleichgewicht und seine Lage am Beispiel der Bildung und Zerlegung von Ammoniak!*
7. *Erläutern Sie, welchen Einfluß Temperatur- und Druckerhöhung sowie Katalysatoren auf die Bildung und Zerlegung von Ammoniak haben!*
8. *Beschreiben Sie die einzelnen Teilprozesse bei der Herstellung von Ammoniak nach dem* HABER-BOSCH-*Verfahren!*
9. *Erklären Sie das Reinigen eines kupfernen Lötkolbens mit einem Lötstein! Stellen Sie für die chemischen Vorgänge die Gleichungen auf!*
10. *Weshalb wird bei der Reinigung des Synthesegases zur Herstellung von Ammoniak die Konvertierung durchgeführt?*
11. *Worauf beruht die oxydierende Wirkung der konzentrierten Salpetersäure? Welche Bedeutung hat sie für die Umsetzung der konzentrierten Säure mit edlen Metallen?*
12. *Vergleichen Sie Zusammensetzung und Eigenschaften von Stickstoffmonoxyd und Stickstoffdioxyd!*
13. *Erläutern Sie die chemischen Grundlagen des* OSTWALD-*Verfahrens zur Herstellung von Salpetersäure!*
14. *Nennen Sie die Ihnen bekannten Wege zur Herstellung von Sauerstoff im Laboratorium!*
15. *Glühen Sie ein Stück Knochen längere Zeit! Der Rückstand besteht im wesentlichen aus Tricalciumphosphat.*
16. *Geben Sie die wichtigsten Unterscheidungsmerkmale für die weiße und rote Modifikation des Phosphors an!*
17. *Nennen Sie die Säurerestionen der Phosphorsäure, und leiten Sie daraus die Zusammensetzung ihrer Ammoniumsalze ab!*
18. *Kennzeichnen Sie die chemischen Grundlagen der Herstellung von Superphosphat!*
19. *Welche kontinuierlichen Verfahren haben Sie im 3. Kapitel kennengelernt?*
20. *Wie kann man nachweisen, daß der Volldünger Nitrophoska in Lösung Ammonium-, Nitrat- und Phosphationen enthält?*
21. *Kennzeichnen Sie die Gruppeneigenschaften der Elemente der Stickstoffgruppe in ihrer Abstufung!*
22. *Nennen Sie die Hauptbetriebe der Deutschen Demokratischen Republik, in denen stickstoff- und phosphorhaltige Produkte erzeugt werden! Welche Hauptaufgaben sind im Siebenjahrplan der Düngemittelproduktion in diesen Betrieben gestellt?*
23. *Berichten Sie über den Kampf der Leunaarbeiter seit der Errichtung dieses großen Chemiewerkes!*



Abfüllstation für Schwefelsäure im VEB Farbenfabrik Wolfen

Schwefelsäure gehört zu den wichtigsten Grundchemikalien unserer chemischen Industrie. Oft wird diese Säure ihrer großen Bedeutung wegen das „Blut der Chemie" genannt. Schwefelsäure wird zur Herstellung von Plasten, Chemiefasern, Arzneimitteln und vielen anderen Produkten verwendet. Ihre gesteigerte Produktion ist für die Erfüllung vieler Aufgaben im Siebenjahrplan der Deutschen Demokratischen Republik notwendige Voraussetzung. Neben der Erzeugung von Schwefelsäure werden wir uns im 4. Kapitel mit anderen wichtigen Verfahren und Stoffen aus der Gruppe der Chalkogene beschäftigen.

4. KAPITEL

Chalkogene

Atombau und Wertigkeit

Die Chalkogene bilden die VI. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente. Dieser Gruppe gehören die Elemente Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur und Polonium an.

Suchen Sie in der farbigen Tafel am Anfang des Lehrbuches die Atommodelle der Elemente Sauerstoff und Schwefel!

Wieviel Elektronen müssen die Atome der Elemente der VI. Hauptgruppe aufnehmen oder abgeben, um eine stabile äußere Elektronenschale zu erreichen?

Welchem Edelgas entspricht die dann erreichte Elektronenanordnung? Verwenden Sie die Tabellen 11 (Seite 35) und 17!

Tabelle 17. Atombau bei den Chalkogenen

Element	Atomgewicht	Protonenzahl	Verteilung der Elektronen auf die Schalen					
			K	L	M	N	O	P
Sauerstoff	16,00	8	2	6				
Schwefel	32,07	16	2	8	6			
Selen	78,96	34	2	8	18	6		
Tellur	127,61	52	2	8	18	18	6	
Polonium	210	84	2	8	18	32	18	6

Die Chalkogene verbinden sich leicht mit Elementen, die nur wenige Außenelektronen besitzen und diese daher leichter abgeben können. So treten sie in Verbindungen mit Wasserstoff und mit Metallen zweiwertig auf. Sauerstoff ist sogar in allen seinen Verbindungen zweiwertig. Er geht auch mit den übrigen Chalkogenen Verbindungen ein. Dabei werden Atombindungen ausgebildet.

Mit wieviel Elektronen kann ein Atom Schwefel, Selen oder Tellur zu einer Atombindung beitragen?

Schwefel

1. Vorkommen und Gewinnung. Das Element Schwefel hat nur geringen Anteil an der Masse der Erdrinde. Etwa 0,05% der äußeren Erdschichten bestehen aus Schwefel. Da der Schwefel ein sehr reaktionsfähiges Element ist, kommt er überwiegend in Verbindungen vor. Er ist in Mineralien und Erzen gebunden. Lagerstätten von elementarem Schwefel findet man meist in Gebieten vulkanischen Ursprungs. Bei Ausbrüchen von Vulkanen gelangen auch gasförmige Verbindungen des Schwefels an die Oberfläche, aus denen sich elementarer Schwefel abscheidet.

Die größten Schwefelvorkommen der Welt wurden unlängst in der Volksrepublik Polen entdeckt. Zuvor galten die Schwefellager in Mexiko als die größten. Weitere bedeutende Vorkommen von Schwefel befinden sich im Süden der Vereinigten Staaten von Nordamerika, in Italien (Sizilien) und in der Sowjetunion (Gebiet von Kuibyschew und in Mittelasien).

Der elementar gefundene Schwefel wird meist durch Ausschmelzen schwefelhaltigen Gesteins gewonnen.

Schwefel gehört zu den Elementen, die für die Organismen lebensnotwendig sind. Die Eiweißstoffe enthalten Schwefel. Deshalb findet man auch in den Kohlen und dem Erdöl, die aus pflanzlichen und tierischen Resten entstanden sind, Schwefelverbindungen. Der durchschnittliche Schwefelgehalt der Braunkohle beträgt 0,5 bis 6,0 Prozent.

Die Kohleveredlungsindustrie unserer Republik stellt große Mengen Schwefel bei der Verkokung und Vergasung der Kohlen als wertvolles Nebenprodukt her. Die Schwefelgewinnung aus der Kohle hat in der Deutschen Demokratischen Republik

gegenüber dem Stand des Jahres 1936 eine bedeutende Steigerung erfahren (Abb. 63). Im Jahre 1958 wurde bei uns mehr als das Fünffache der Schwefelmenge produziert, die man im Jahre 1936 auf dem Gebiet unserer Republik erzeugte. Künftig wird unserer chemischen Industrie auch in steigendem Maße Schwefel zur Verfügung stehen, der aus importiertem sowjetischen und aus in unserer Republik gefördertem Erdöl erzeugt wird.

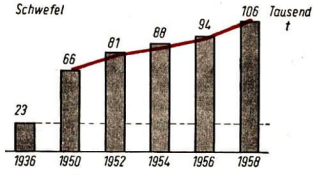


Abb. 63 Entwicklung der Produktion von Schwefel in der Deutschen Demokratischen Republik

Schwefel kommt elementar und in Erzen und Mineralien chemisch gebunden vor.

2. Eigenschaften. *Was wissen Sie über Farbe, Geruch und Härte des Schwefels? Vergleichen Sie seine Dichte mit der anderer Stoffe!*

Versuch 34: *In zwei Reagenzgläser wird je eine Spatelspitze Schwefel gegeben. Dann füllen wir unter dem Abzug in das eine Glas 3 ml Wasser, in das andere 3 ml Schwefelkohlenstoff, verschließen mit einem Gummistopfen und schütteln. Vergleichen Sie die Löslichkeit des Schwefels in den beiden Flüssigkeiten! Der Inhalt des zweiten Reagenzglases wird auf ein Uhrgläschen gegossen und mit Filterpapier bedeckt. Wir lassen das Gläschen unter dem Abzug stehen. Was beobachten Sie nach kurzer Zeit auf dem Uhrglas?*

Schwefel ist ein bei Raumtemperatur fester gelber Stoff. Er ist geruchlos. Seine Dichte beträgt 2,06 g/cm³. Schwefel ist nicht sehr hart, er ist spröde und kann daher leicht zerschlagen oder zerrieben werden. Er bildet typische Kristallformen aus. In Wasser ist gelber Schwefel unlöslich, von Schwefelkohlenstoff wird er dagegen leicht gelöst.

Schwefelkohlenstoff CS_2 ist ein sehr gutes Lösungsmittel für viele Stoffe. Er wird aus den Elementen hergestellt. Kohlenstoff verbindet sich in sauerstofffreiem Schwefeldampf bei hohen Temperaturen mit Schwefel:

$$C + 2S \rightarrow CS_2.$$

Vergleichen Sie diese Reaktion mit dem Verbrennen von Kohlenstoff!

Dämpfe von Schwefelkohlenstoff dürfen nicht eingeatmet werden. Schwefelkohlenstoff dringt beim Benetzen der Hände sogar durch die Haut in den Blutkreislauf ein und verursacht gesundheitliche Störungen. Alle in der Nähe befindlichen Brenner müssen, bereits einige Zeit bevor Schwefelkohlenstoff verwendet wird, gelöscht werden, da schon heiße Metallteile die Dämpfe entzünden können. Bei Arbeiten mit Schwefelkohlenstoff ist größte Vorsicht geboten.

Schwefelkohlenstoff ist giftig und feuergefährlich.

Versuch 35: *Wir geben ein kleines Stück Schwefel in ein Reagenzglas und erwärmen vorsichtig unter ständigem Schütteln des Glases bis zum Schmelzen. Nun neigen wir das Reagenzglas, so daß die Mündung leicht abwärts zeigt. Das Reagenzglas wird wieder aufgerichtet, weiter erwärmt und zugleich geschüttelt. Von Zeit zu Zeit neigen wir es mit der Mündung leicht nach unten. Wenn der Schwefel siedet, wird der Versuch abgebrochen. Nun lassen wir langsam abkühlen.*
Beobachten Sie den Aggregatzustand, die Farbe und die Beweglichkeit des Schwefels!

Versuch 36: *Eine Spatelspitze Schwefel wird im Reagenzglas bis zum Sieden erhitzt. Den aufsteigenden Schwefeldampf leiten wir durch Neigen des Reagenzglases auf ein Blatt Papier oder auf eine Glasscheibe.*
Was beobachten Sie?

Schwefel schmilzt bei 119°C zu einer dünnflüssigen, honiggelben Flüssigkeit, die bei weiterem Erwärmen dunkler, dann braun und zähflüssiger wird. Erhitzt man auf noch höhere Temperaturen, so wird die Schmelze wieder dünnflüssig. Bei 445°C beginnt sie zu sieden. Dabei entsteht ein rötlicher Dampf.

Kühlt man siedenden Schwefel langsam ab, so durchläuft er die gleichen Stufen wie beim Erwärmen in umgekehrter Reihenfolge. Beim schnellen Abkühlen von Schwefeldampf scheidet sich dagegen sofort fester, feinverteilter Schwefel ab, indem der flüssige Aggregatzustand übersprungen wird. Diese Erscheinung bezeichnen wir als **Sublimation**. Da Verunreinigungen des Schwefels meist nicht sublimieren, ist dieser Vorgang zum Reinigen des Schwefels geeignet.

Abbildung 64 gibt einen Überblick über das Verhalten des Schwefels bei verschiedenen Temperaturen.

Schwefel ist ein fester, gelber und geruchloser, kristalliner Stoff. Seine Dichte beträgt 2,06 g/cm³. Er ist nicht sehr hart und sehr spröde. Gelber Schwefel löst sich in Schwefelkohlenstoff. Dampfförmiger Schwefel sublimiert.

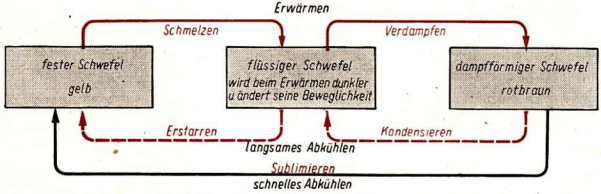


Abb. 64 Verhalten des Schwefels beim Erhitzen und Abkühlen

3. Volkswirtschaftliche Bedeutung. Schwefel kommt in Form von Brocken, Pulver oder in gegossenen Stangen in den Handel. Für besondere Zwecke stellt man auch Schwefelfäden her, indem man dünne, faserige Schnüre in geschmolzenen Schwefel taucht.

Größere Mengen Schwefel werden in den Gummifabriken zum Vulkanisieren des natürlichen und des synthetischen Kautschuks (Buna) benötigt. Hierbei wird der

Rohkautschuk mit Schwefel erwärmt. Je länger man vulkanisiert und je mehr Schwefel man zusetzt, desto härter wird der Gummi.

Ferner wird Schwefel bei der Herstellung von Farbstoffen gebraucht. Bei der Schädlingsbekämpfung im Weinbau benutzt man Schwefelblume. Dieser feinverteilte Schwefel haftet auf den Pflanzen und verhindert Pilzerkrankungen. Chemisch reinen Schwefel verwendet man in der Medizin zur Behandlung von Hautkrankheiten. Er wird Pudern, Seifen und Salben zugesetzt.

In der chemischen Industrie wird Schwefel sehr vielseitig verwendet. Er ist ein Ausgangsstoff zur Herstellung von Schwefelkohlenstoff, der für die Erzeugung von Kunstseide oder Zellwolle benötigt wird. Je Tonne Kunstseide oder Zellwolle verbraucht man 0,2 Tonnen Schwefelkohlenstoff. Deshalb besitzen die großen Kunstseiden- und Zellwollewerke, wie zum Beispiel der VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck" Schwarza, der VEB Chemiefaserwerk „Friedrich Engels" Premnitz und der VEB Zellstoff- und Zellwollewerke Wittenberge eigene große Anlagen zur Herstellung von Schwefelkohlenstoff.

In Abbildung 65 sind einige Verwendungszwecke des Schwefels zusammengestellt.

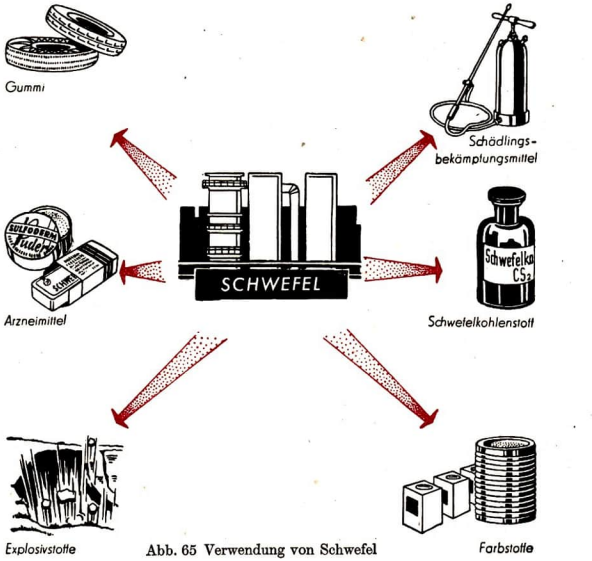


Abb. 65 Verwendung von Schwefel

Sulfide

Wir wollen nun einige weitere wichtige Verbindungen des Schwefels kennenlernen. Aus der Stellung des Schwefels im Periodensystem schlossen wir, daß er sich leicht mit Metallen verbinden muß. Schwefel besitzt wie der Sauerstoff sechs Elektronen auf der äußeren Schale. Er kann also durch Aufnahme von zwei Elektronen die Elektronenanordnung eines Edelgases erreichen.

Welche Wertigkeit zeigt Schwefel demnach gegenüber Metallen?

Im folgenden untersuchen wir das chemische Verhalten des Schwefels gegenüber Metallen genauer.

Versuch 37: *In einem Reagenzglas erhitzen wir etwas Schwefel bis zum Sieden. In den Schwefeldampf halten wir einen schmalen Streifen dünnes Kupferblech, den wir bereits vorgewärmt hatten.*
Beobachten Sie die äußeren Veränderungen des Kupferbleches!

Versuch 38: *7 Gewichtsteile Eisenpulver und 4 Gewichtsteile Schwefelpulver werden gut gemischt. Ein Teil des Gemisches wird durch eine Lupe betrachtet und dann wieder in seine Bestandteile zerlegt.*
Welches Trennungsverfahren können wir anwenden?
Der Rest wird auf einem Ziegelstein aufgehäuft und mit einer erhitzten Nadel gezündet. Schutzbrille tragen!
Betrachten Sie das Reaktionsprodukt durch eine Lupe, und versuchen Sie, es nach dem für die Zerlegung des Gemisches gewählten Verfahren zu trennen!

Die Verbindungen des Schwefels mit den Metallen werden als **Sulfide** bezeichnet.

Bei den Versuchen 37 und 38 entstand **Kupfer(I)-sulfid Cu_2S** beziehungsweise **Eisen(II)-sulfid FeS:**

$$2\,Cu + S \rightarrow Cu_2S \quad Q = -18.5\ kcal$$
$$Fe + S \rightarrow FeS \quad Q = -22{,}8\ kcal.$$

Ebenso wie beim Verbrennen glühen die Metalle auch bei der Reaktion mit Schwefel durch die freiwerdende Reaktionswärme oft auf. Diese Umsetzung ist folglich eine exotherme Reaktion. Auch Kupfer und Eisen verbinden sich unter lebhaften Aufglühen mit Schwefel.

Schwefel verbindet sich mit den Metallen zu Sulfiden. In den Sulfiden ist der Schwefel zweiwertig.

Schwefelwasserstoff

1. Darstellung und Eigenschaften. Schwefel verbindet sich leicht mit Wasserstoff. Hierbei geben zwei Wasserstoffatome je ein Elektron ab. Beide Elektronen werden von einem Schwefelatom aufgenommen.

Versuch 39: *Wir leiten durch eine der Abbildung 66 entsprechende Versuchsanordnung Wasserstoff und führen die Knallgasprobe durch. Nach dem negativen Ergebnis der Knallgasprobe wird der Schwefel erwärmt.*
Was beobachten Sie? Stellen Sie die chemische Gleichung für die Umsetzung von Schwefel mit Wasserstoff auf!

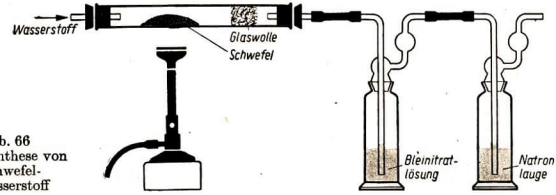


Abb. 66
Synthese von Schwefelwasserstoff

Versuch 40: *Unter dem Abzug wird Eisensulfid in einem Gasentwickler mit halbkonzentrierter Salzsäure zur Reaktion gebracht. Das entstehende Gas leiten wir durch drei Waschflaschen (Abb. 67).*
Was beobachten Sie?
Das Wasser in der ersten Waschflasche wird mit blauem Lackmuspapier geprüft!
Vergleichen Sie das Verhalten der Bleinitratlösung in den beiden letzten Versuchen!

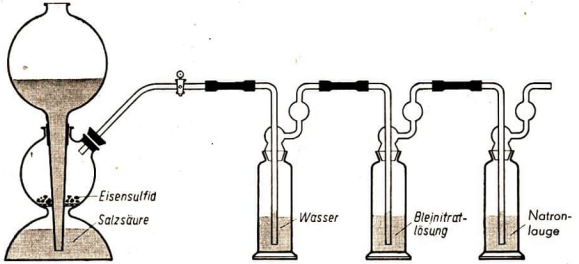


Abb. 67 Darstellung von Schwefelwasserstoff aus Sulfiden

Die Gleichung für den im Versuch 40 untersuchten Vorgang lautet:

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

Stellen Sie die Gleichung für die Salzbildung aus Kupfer(II)-oxyd mit Salzsäure auf! Vergleichen Sie die Stellung des Schwefels in der obigen mit der des Sauerstoffs in der von Ihnen aufgestellten Gleichung!

Die Sulfide setzen sich mit Säuren zu Salzen und **Schwefelwasserstoff H_2S** um.

Schwefelwasserstoff löst sich in Wasser. 1 Liter Wasser nimmt bei 20° C und Normaldruck 3,97 g auf, das sind fast 2,6 Liter Schwefelwasserstoff. Die Lösung ist nicht sehr beständig. Sie reagiert sauer. Beim Einleiten von Schwefelwasserstoff in starke Laugen erfolgt Neutralisation. Dadurch kann er unschädlich gemacht werden.

Da Schwefelwasserstoff in wäßriger Lösung nur wenig dissoziiert, bildet er eine schwache Säure, die **Schwefelwasserstoffsäure**. Ihre Salze sind die Sulfide. Mit Bleisalzen bildet sie schwarzes **Bleisulfid PbS**. Diese Reaktion wird zum Nachweis benutzt. Oft werden mit Bleisalzlösungen getränkte Filterpapierstreifen (Bleipapier) zum Nachweis des Schwefelwasserstoffs verwendet.

Schwefelwasserstoff ist ein unangenehm riechendes, äußerst giftiges Gas, das etwas schwerer als Luft ist. Bereits bei einem Gehalt von 0,5 mg/l Luft ruft es eingeatmet schwere gesundheitliche Schädigungen hervor. Es ist giftiger als Kohlenmonoxyd. Der unangenehme Geruch des Gases ist kein ausreichendes Warnzeichen, da Schwefelwasserstoff das Zentralnervensystem lähmt und den Geruchsinn sehr schnell ausschaltet. Bei Schwefelwasserstoffvergiftungen wird die Atmung beeinträchtigt oder kommt sogar völlig zum Erliegen.

Vor dem Arbeiten in Räumen, in denen die Luft Schwefelwasserstoff enthalten kann, prüft man zunächst mit feuchtem Bleipapier. Wenn es braun oder schwarz wird, darf man sich in diesem Raum erst nach ausreichender Durchlüftung aufhalten.

Schwefelwasserstoff ist ein sehr giftiges Gas. Man darf es nicht einatmen.

Die Sulfide vieler Schwermetalle sind in Wasser unlösliche oder schwerlösliche Verbindungen. Schwefelwasserstoff wird deshalb in der chemischen Analyse verwendet. Man leitet ihn in die Lösungen von Schwermetallsalzen ein und trennt die Metalle, indem die verschiedene Löslichkeit ihrer Sulfide in Säure berücksichtigt wird.

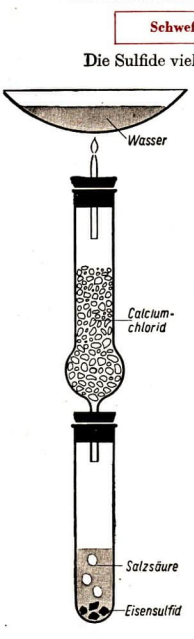


Abb. 68 Brennbarkeit von Schwefelwasserstoff

Versuch 41: *Wir geben zu einer Kupfersulfatlösung und einer Zinksulfatlösung etwas Schwefelwasserstoffwasser.*
Was beobachten Sie?

Die Metalle liegen in den Salzlösungen als Ionen vor, die sich mit den Schwefelionen zu in Wasser praktisch unlöslichen Metallsulfiden verbinden:

$$Cu^{++} + S^{--} \rightarrow CuS$$
$$Zn^{++} + S^{--} \rightarrow ZnS\,.$$

Eine andere Möglichkeit, Sulfide darzustellen, lernten wir bereits bei den Versuchen 37 und 38 kennen.

In dem folgenden Versuch wollen wir untersuchen, ob Schwefelwasserstoff brennbar ist.

Versuch 42: *Eisensulfid wird in einem Reagenzglas mit verdünnter Salzsäure übergossen. Das Reagenzglas verschließen wir mit einem Stopfen, in dem sich ein gerades Calciumchloridrohr mit aufgesetztem Ableitungsrohr befindet (Abb. 68). Wir entzünden den Schwefelwasserstoff.*
Beobachten Sie die Unterseite der über die Flamme gehaltenen Abdampfschale!
Was beobachten Sie, wenn die Schale in die Flamme gehalten wird?

Schwefelwasserstoff verbrennt an der Luft mit bläulicher Flamme zu Wasser und Schwefeldioxyd:

$$2\,H_2S + 3\,O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,SO_2.$$

Bei ungenügender Luftzufuhr scheidet sich elementarer Schwefel ab:

$$2\,H_2S + O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,S.$$

Schwefelwasserstoff entsteht auch bei der Verwesung organischer Substanzen aus den schwefelhaltigen Eiweißverbindungen. Er trägt zum unangenehmen Verwesungsgeruch bei.

Wie kann der bei der Verwesung entstehende Schwefelwasserstoff nachgewiesen werden?

Schwefelwasserstoff ist ein farbloses, unangenehm riechendes und sehr giftiges Gas. Es ist brennbar. In Wasser löst es sich mit saurer Reaktion. Die Salze der Schwefelwasserstoffsäure sind die Sulfide.

2. Entschwefelung von Industriegasen. Wie wir bereits wissen, hat die Gewinnung von Schwefel als Nebenprodukt der Verkokung und Vergasung von Kohle für unsere Industrie große Bedeutung.

Der Schwefel kommt in ungereinigten Industriegasen in Form der Verbindung Schwefelwasserstoff vor. Schwelgase zum Beispiel enthalten 18 bis 35 g Schwefel je m^3 Gas, Generatorgas oder Wassergas 12 bis 25 g je m^3.

Das Kombinat „Schwarze Pumpe" wird nach seiner Fertigstellung täglich 9,6 Millionen m^3 Ferngas abgeben. Errechnen Sie, wieviel Schwefel sich allein aus dieser Gasmenge erzeugen ließe, wenn man annimmt, daß der durchschnittliche Schwefelgehalt 20 g/m^3 beträgt!

Die Entschwefelung ist jedoch nicht nur eine Maßnahme zur Herstellung von Schwefel. Die Entfernung des Schwefelwasserstoffs aus dem Gas ist unerläßlich, weil er die Rohrleitungen angreift, Katalysatoren unwirksam macht und beim Verbrennen das stechend riechende Schwefeldioxyd bildet.

Bei der Verkokung lernten wir bereits die **Trockenreinigung** zur Entfernung von Schwefelwasserstoff aus dem Rohgas kennen. Die Trockenreiniger enthalten Eisenhydroxyd, das sich mit dem Schwefelwasserstoff zu Eisensulfid umsetzt, aus dem dann der Schwefel erzeugt wird.

Die Entschwefelung der Industriegase erfolgt in den großen Gas erzeugenden Betrieben unserer Republik jedoch im wesentlichen nicht nach diesem Verfahren. Dort werden die Gase wirtschaftlicher meist in zwei Stufen, in einer **Grob-** und in einer **Feinentschwefelung**, vom Schwefel gereinigt.

a) Grobentschwefelung. Die stark schwefelwasserstoffhaltigen Gase werden in einer **Sulfosolvananlage**[1]) (Abb. 69) mit Lösungen von Alkalisalzen schwacher Säuren gewaschen. Diese Lösungen werden als **Sulfosolvanlösung** bezeichnet. Bei der Grobentschwefelung läßt man das Gas durch einen **Glockenbodenwaschturm** (Abb. 70) von unten nach oben strömen. Im Gegenstrom dazu bewegt sich die oben in den Waschturm einfließende Sulfosolvanlösung. Durch die Glockenböden wird das Gas gezwungen, sehr oft durch die Waschlösung hindurchzutreten. Der Schwefel-

[1]) sulfur (lat.) = Schwefel, solvere (lat.) = lösen

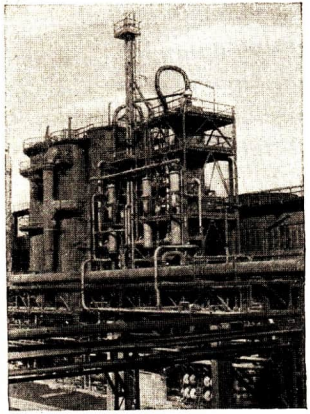


Abb. 69 Sulvosolvananlage im VEB Kombinat „Otto Grotewohl" Böhlen

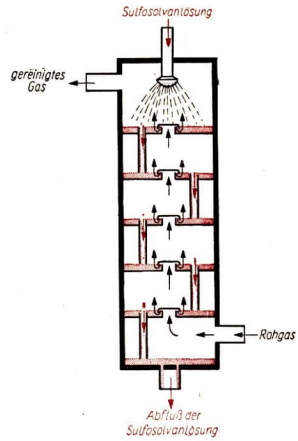


Abb. 70 Schematische Darstellung eines Glockenbodenwaschturmes

wasserstoff wird hierbei zum größten Teil von der Lösung gebunden. Die mit Schwefelwasserstoff beladene Waschflüssigkeit wird in **Ausgasekolonnen** geleitet. Sie gibt dort beim Erhitzen den Schwefelwasserstoff ab. Nach dem Durchlaufen eines Kühlers kann die Lösung von neuem zum Waschen der Gase benutzt werden.

Der erhaltene Schwefelwasserstoff wird teilweise in Verbrennungsöfen verbrannt. Die dabei entstandene Wärme wird vor allem für die Beheizung der Ausgasekolonnen verwendet.

Versuch 43: *Wir leiten Schwefelwasserstoff in einer Waschflasche durch eine wässerige Schwefeldioxydlösung!*
Beobachten Sie!

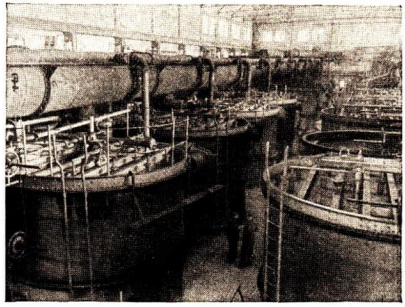
Schwefelwasserstoff und Schwefeldioxyd reagieren miteinander. Der Schwefelwasserstoff reduziert Schwefeldioxyd. Es scheidet sich feinverteilter gelber Schwefel ab:

$$2\,H_2S + SO_2 \rightarrow 2\,H_2O + 3\,S \quad Q = -35{,}0\ \text{kcal}\,.$$

Dieser Vorgang liegt dem **Claus-Verfahren**, nach dem industriell Schwefel erzeugt wird, zugrunde. Bei dem Verfahren läßt man Schwefelwasserstoffgas mit Schwefeldioxyd, das durch Verbrennen von Schwefelwasserstoff hergestellt wurde, in einem Kontaktofen, dem **Clausofen**, an einem Bauxitkatalysator[1]) miteinander reagieren.

[1]) Bauxit = Aluminiumerz; stark verunreinigtes, wasserhaltiges Aluminiumoxyd.

Abb. 71 Aktivkohleadsorber im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"



Da der Vorgang exotherm ist, erwärmt sich das Reaktionsgemisch. Das Wasser wird als Wasserdampf abgesaugt. Im Unterteil des CLAUSofens sammelt sich geschmolzener Schwefel an.

b) Feinentschwefelung. Industriegase mit geringem Schwefelwasserstoffgehalt werden zusammen mit Luft in **Aktivkohleadsorber** (Abb. 71) geleitet.

Versuch 44: *Ein Gemisch aus einem Raumteil Schwefelwasserstoff und drei Raumteilen Luft wird in einem mit Calciumchlorid gefüllten U-Rohr getrocknet. Dann leitet man das Gemisch durch ein mit gekörnter Aktivkohle gefülltes Verbrennungsrohr. In das Rohr führt man ein Thermometer ein (Abb. 72). Beachten Sie die Temperatur in dem Reaktionsrohr! Was beobachtet man an dem Glasrohr und der Aktivkohle?*

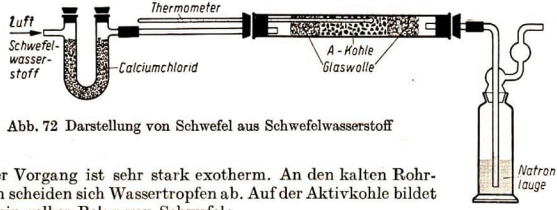


Abb. 72 Darstellung von Schwefel aus Schwefelwasserstoff

Der Vorgang ist sehr stark exotherm. An den kalten Rohrteilen scheiden sich Wassertropfen ab. Auf der Aktivkohle bildet sich ein gelber Belag von Schwefel:

$$2\,H_2S + O_2 \xrightarrow{\text{A-Kohle}} 2\,H_2O + 2\,S \qquad Q = -116\,\text{kcal}.$$

Der abgeschiedene Schwefel läßt sich mit Ammoniumsulfidlösung leicht aus der Aktivkohle herauslösen. Beim Erhitzen der Lösung wird der Schwefel wieder frei.

Versuch 45: *Wir lösen Schwefelblume in Ammoniumsulfidlösung. Beurteilen Sie die Löslichkeit des Schwefels! Welche Farbe hat die Lösung?*

Bei der Reinigung von Industriegasen wird ein Produkt mit einem Gehalt von 99,5 bis 99,9 Prozent Schwefel hergestellt.

Die Industriegase enthalten Schwefelwasserstoff. Er wird nach dem Sulfosolvanverfahren und nach dem Aktivkohleverfahren aus dem Gas entfernt. Der Schwefelwassertoff dient zur Erzeugung von Schwefel und Schwefeldioxyd.

Sulfidische Erze

Wir wollen uns nun mit den in der Natur vorkommenden Sulfiden beschäftigen. Schwermetallsulfide findet man in Lagerstätten angereichert. Man bezeichnet sie als **sulfidische Erze**. Nach ihrem Aussehen werden die sulfidischen Erze als **Kiese, Glanze** und **Blenden** bezeichnet.

1. Vorkommen. Lager von sulfidischen Erzen findet man in allen Erdteilen.

Pyrit FeS_2 oder **Eisenkies** ist das wichtigste natürliche Eisensulfid. Er ist um ein Schwefelatom reicher als das Eisensulfid FeS. In der Deutschen Demokratischen Republik findet man Pyrit bei Elbingerode im Harz und im Freiberger Revier. In Europa sind vor allem die skandinavischen Länder, die Balkanländer und die Iberische Halbinsel reich an diesem Erz.

Kupferkies $CuFeS_2$ besitzt von allen Kupfererzen die größte Bedeutung. In Schiefer eingebettet kommt er bei uns als **Kupferschiefer** im Mansfelder Revier vor. Reiche Kupferkieslager befinden sich in der Sowjetunion, in Südamerika und Südafrika.

Bleiglanz PbS und **Zinkblende ZnS** sind meist gemeinsam anzutreffen. In unserer Republik werden diese Erze vor allem im Erzgebirge bei Freiberg abgebaut.

2. Eigenschaften. Die sulfidischen Erze können nach äußerlich wahrnehmbaren Merkmalen unterschieden werden. Außer der Farbe und dem Glanz beachtet man den Strich und die Härte des Erzes. Die **Strichprobe** wird vorgenommen, indem man mit einem Erzstück über eine unglasierte Porzellanfläche streicht. Dabei schaben sich

Tabelle 18. Merkmale einiger sulfidischer Erze

Gruppe	Hauptkennzeichen der Erze dieser Gruppe	Erz	Zusammensetzung	Farbe	Glanz	Strich	Härte
Kiese	hell, Metallglanz	Pyrit (Eisenkies)	FeS_2	messinggelb	metallisch glänzend	schwarz	gibt mit der Feile Funken
		Kupferkies	$CuFeS_2$	messinggelb, oft bunt anlaufend	metallisch glänzend	schwarz	mit der Messerklinge ritzbar
Glanze	dunkel, Metallglanz	Bleiglanz	PbS	bleigrau	metallisch glänzend	grau	mit einem Kupferblech ritzbar
Blenden	Glasglanz	Zinkblende	ZnS	braun	glasglänzend	gelblich	mit der Messerklinge ritzbar

feine Erzflitter ab, die den Strich ergeben. Der Strich hat oft eine vom Mineral abweichende Farbe. Die Härte ermittelt man durch Ritzen mit anderen Stoffen bekannter Härte.

Versuch 46: *Wir bestimmen Farbe, Glanz und Strich von Pyrit, Bleiglanz und Zinkblende. Die Härte prüfen wir, indem an den Mineralien mit einer Messerklinge und einem Kupferblech Ritzversuche vorgenommen werden.*

Die Tabelle 18 gibt einen Überblick über die wichtigsten Kennzeichen einiger sulfidischer Erze.

3. Volkswirtschaftliche Bedeutung. Die sulfidischen Erze sind in zweifacher Hinsicht sehr wertvoll. Als schwefelhaltige Verbindungen dienen sie als Ausgangsstoffe für die Herstellung von Schwefeldioxyd, das vor allem für die Erzeugung der Schwefelsäure gebraucht wird. Darüber hinaus sind die nach dem Entzug von Schwefel verbleibenden Rückstände Rohstoffe der metallurgischen Industrie. Die Rückstände von Pyrit zum Beispiel werden zur Herstellung von Roheisen verwendet, aus denen des Kupferschiefers wird im VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm Pieck" Eisleben Kupfer erzeugt. Blei stellt man im VEB Hüttenwerke Halsbrücke und Zink im VEB Feinzink bei Freiberg aus den sulfidischen Erzen her. Ferner erhält man Zink und Blei im VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm Pieck" als Nebenprodukte der Kupfererzeugung.

Sulfidische Erze sind natürlich vorkommende Schwermetallsulfide. Man unterscheidet Kiese, Glanze und Blenden. Die sulfidischen Erze sind wichtige Rohstoffe für die Herstellung von Metallen und Schwefeldioxyd.

Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd

1. Schwefeldioxyd. Wir stellen durch Verbrennen von Schwefel Schwefeldioxyd SO_2 dar.

Versuch 47: *In der Versuchsanordnung nach Abbildung 73 wird Schwefelpulver im Luftstrom erhitzt. Das Schwefeldioxyd leiten wir durch drei Waschflaschen. Die erste Flasche bleibt leer, die zweite wird mit Wasser gefüllt, und in die dritte wird eine schwache Lösung des Farbstoffes Fuchsin gegeben.*

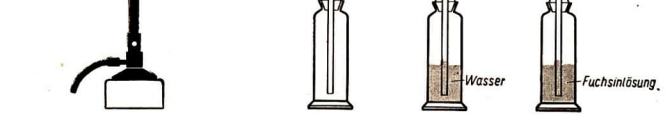


Abb. 73 Darstellung und Untersuchung von Schwefeldioxyd

Statt der Farbstofflösung kann man in der Waschflasche rote oder blaue Blüten verwenden. In den Zylinder der ersten Waschflasche tauchen wir, nachdem sie mit Schwefeldioxyd gefüllt ist, eine brennende Kerze.
Was stellen Sie beim Betrachten der Farbstofflösung oder der Blüten fest? Beobachten Sie die Flamme der Kerze, die in die mit Schwefeldioxyd gefüllte Waschflasche eingeführt wird!

Schwefeldioxyd ist ein stechend riechendes, giftiges Gas. Es reizt die Schleimhäute der Atemwege. Man muß daher vermeiden, Schwefeldioxyd einzuatmen. Auf Grund seiner Giftigkeit tötet es in Anwesenheit von Feuchtigkeit Mikroorganismen ab. Darauf beruht die Wirkung des Ausschwefelns der Fässer in Weinkeltereien und Brauereien. Man verbrennt in Fässern, um diese keimfrei zu machen, Schwefelfäden.

Die Verbrennung wird von Schwefeldioxyd nicht unterhalten. Das Gas ist auch selbst nicht brennbar. Wegen seiner bleichenden Wirkung verwendet man Schwefeldioxyd zum Entfärben oder Aufhellen von Wolle, Seide, Federn und Korbwaren.

Schwefeldioxyd ist in Wasser gut löslich. Teilweise verbindet sich das Gas mit Wasser zu **schwefliger Säure H_2SO_3**, eine bestimmte Menge bleibt physikalisch gelöst. Die schweflige Säure ist eine schwache Säure.

Wie heißen ihre Salze?

Versuch 48: *Wir füllen einige Milliliter Schwefeldioxydlösung in ein Reagenzglas und erhitzen.*
Prüfen Sie vorsichtig den Geruch des entweichenden Gases!

Beim Erhitzen entweicht aus der Lösung Schwefeldioxyd. Die Bildung und Zersetzung der schwefligen Säure ist also eine umkehrbare Reaktion. Bildungsreaktion und Zerfallsreaktion stehen miteinander im Gleichgewicht:

$$H_2O + SO_2 \rightleftarrows H_2SO_3 .$$

Nach welcher Seite wird das Gleichgewicht beim Erhitzen verschoben? Wie kann man durch Änderung von Temperatur und Druck die Löslichkeit des Schwefeldioxyds in Wasser beeinflussen?

Große Mengen an Schwefeldioxyd werden von der chemischen Industrie als Ausgangsstoff für die Erzeugung der Schwefelsäure benötigt. Ferner verwendet man es zur Herstellung von **Calciumhydrogensulfit $Ca(HSO_3)_2$**, das zur Produktion von Zellstoff aus dem Holz gebraucht wird.

Schwefeldioxyd ist ein farbloses, stechend riechendes Gas. Die von ihm gebildete schweflige Säure ist eine schwache Säure.

2. Schwefeltrioxyd. Beim Verbrennen von Schwefel zu Schwefeldioxyd entstehen bereits Spuren von **Schwefeltrioxyd SO_3**. Will man Schwefeltrioxyd jedoch in größeren Mengen gewinnen, so muß man Schwefeldioxyd über einem Katalysator weiter oxydieren. Als Katalysatoren haben sich **Vanadium(V)-oxyd V_2O_5** und Eisen(III)-oxyd Fe_2O_3 als besonders geeignet erwiesen.

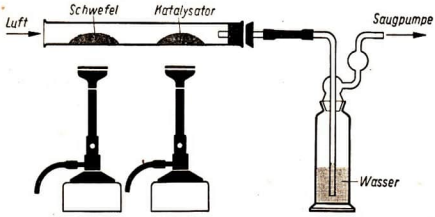


Abb. 74 Darstellung und Untersuchung von Schwefeltrioxyd

Versuch 49: *Wir stellen die Versuchsanordnung nach Abbildung 74 zusammen und leiten einen Luftstrom durch das Verbrennungsrohr, in das wir Schwefel und einen Katalysator gegeben haben. Dann werden der Schwefel und der Katalysator erhitzt.*
Was beobachten Sie im Verbrennungsrohr und in der Waschflasche?
Wir prüfen das Waschwasser mit blauem Lackmuspapier.

An dem erwärmten Katalysator bildet sich aus dem Schwefeldioxyd-Luft-Gemisch zunächst dampfförmiges und farbloses Schwefeltrioxyd:

$$2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3 \quad Q = -45{,}2\ \text{kcal}.$$

Schwefeltrioxyd zieht aus der feuchten Luft jedoch sofort Wasser an und bildet dichte, weiße Nebel, die sich schwer mit weiterem Wasser verbinden. Aus Schwefeltrioxyd und Wasser wird nur langsam in geringer Menge Schwefelsäure gebildet.

Stellen Sie die Gleichung für diese Reaktion auf!

Schwefeltrioxyd ist das Anhydrid der Schwefelsäure. Es wird in großen Mengen zur Herstellung der Schwefelsäure erzeugt.

Schwefeltrioxyd entsteht bei der katalytischen Oxydation des Schwefeldioxyds. Es bildet durch Anziehen von Wasserdampf dichte, weiße Nebel. Schwefeltrioxyd ist das Anhydrid der Schwefelsäure.

3. Vergleich der Oxyde des Schwefels. Wir konnten feststellen, daß sich Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd in ihren Eigenschaften voneinander unterscheiden. Allein

Tabelle 19. Vergleich von Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd

	Schwefeldioxyd	Schwefeltrioxyd
Formel	SO_2	SO_3
Wertigkeit des Schwefels	vierwertig	sechswertig
einfachste Darstellung	Verbrennen von Schwefel	katalytische Oxydation des Schwefeldioxyds
	$S + O_2 \rightarrow SO_2$	$2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3$
Aggregatzustand	gasförmig	entsteht dampfförmig und bildet Nebel
Löslichkeit in Wasser bei 20 °C und Normaldruck	40 Raumteile in 1 Raumteil Wasser	sehr gering
Reaktion mit Wasser	$H_2O + SO_2 \rightarrow H_2SO_3$	$H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ (in geringer Menge)
Säure	schweflige Säure	Schwefelsäure

durch die Bindung eines weiteren Sauerstoffatoms an das Molekül Schwefeldioxyd ist eine neue Verbindung mit neuen Eigenschaften, das Schwefeltrioxyd, entstanden.

In Tabelle 19 sind die wichtigsten Eigenschaften von Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd gegenübergestellt.

Herstellung der Schwefelsäure

Bei der industriellen Herstellung der Schwefelsäure wird zunächst Schwefeldioxyd erzeugt, das man katalytisch zu Schwefeltrioxyd oxydiert.

1. Die Herstellung von Schwefeldioxyd. Wir lernen die industrielle Herstellung von Schwefeldioxyd kennen.

a) Chemische Grundlagen. Schwefeldioxyd wird durch Verbrennen von Schwefel, aus sulfidischen Erzen und aus Sulfatmineralien hergestellt.

Versuch 50: *Wir erhitzen zerkleinerten Pyrit im Luftstrom in einem schwerschmelzbaren Verbrennungsrohr zum Glühen. Dazu benutzen wir die Versuchsapparatur nach Abbildung 74. Sobald der Pyrit aufglüht, wird der Brenner abgestellt.*
Beobachten Sie die Veränderung des Pyrits!
Untersuchen Sie das Waschwasser mit blauem Lackmuspapier und prüfen Sie vorsichtig den Geruch der Flüssigkeit!

Das Erhitzen sulfidischer Erze im Luftstrom wird als **Rösten** oder **Abrösten** bezeichnet. Beim Rösten von Pyrit entstehen schwefeldioxydhaltige **Röstgase** und Eisen(III)-oxyd. Der Vorgang ist stark exotherm. Deshalb läuft er nach Beginn der Reaktion ohne Erhitzen von außen ab:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2 \qquad Q = -822\ \text{kcal}.$$

Die Röstgase enthalten außer Schwefeldioxyd Sauerstoff, Stickstoff, geringe Mengen Schwefeltrioxyd und Verunreinigungen.
Woher stammen der Sauerstoff und der Stickstoff in den Röstgasen?
Die beim Rösten zurückbleibenden Metalloxyde werden als **Abbrände** bezeichnet.
Wozu werden sie benötigt?
Im folgenden Versuch wollen wir Schwefeldioxyd aus einem Sulfat darstellen.

Versuch 51: *Wir erhitzen ein Gemisch von 10 Teilen geglühtem Magnesiumsulfat und 1 Teil ausgeglühter, gepulverter Aktivkohle in einem Verbrennungsrohr, an das eine Waschflasche mit Wasser angeschlossen ist. Wenn das Gemisch glüht, wird ein schwacher Luftstrom durch das Verbrennungsrohr gesaugt.*
Prüfen Sie das Wasser auf Schwefeldioxyd!

Die Sulfate werden bei hohen Temperaturen gespalten. Dabei entstehen Metalloxyde und Schwefeltrioxyd. Diesen Vorgang bezeichnet man als **thermische Zersetzung.** Schwefeltrioxyd ist bei der Glühtemperatur jedoch wenig beständig und zerfällt in Schwefeldioxyd und Sauerstoff. *Warum?*

Die hohe Zersetzungstemperatur der Sulfate kann durch Beimengen verschiedener

Stoffe herabgesetzt werden. In Versuch 51 benutzten wir ein Gemisch von Magnesiumsulfat und Aktivkohle:

$$2\,MgSO_4 + C \rightarrow 2\,MgO + 2\,SO_2 + CO_2.$$

Ähnlich wie Magnesiumsulfat gibt auch Calciumsulfat Schwefeldioxyd ab, wenn es mit Kohlenstoff erhitzt wird. Dazu ist jedoch eine noch höhere Temperatur erforderlich:

$$2\,CaSO_4 + C \xrightarrow{1200\,^\circ C} 2\,CaO + 2\,SO_2 + CO_2 \quad Q = +130\ kcal.$$

Schwefeldioxyd wird durch das Rösten sulfidischer Erze oder durch die thermische Zersetzung von Sulfaten erzeugt.

b) Technische Durchführung. Das Rösten sulfidischer Erze erfolgt in verschiedenen Ofentypen, die ein kontinuierliches Arbeiten gestatten.

Der **Drehrohrröstofen** (Abb. 75) ist ein etwas schräg liegendes Rohr aus Stahlblech mit feuerfester Ausmauerung. Seine Länge beträgt bis zu 30 m, der Durchmesser etwa 3 m. Ein solcher Ofen hat den durchschnittlichen Tagesdurchsatz von 50 Tonnen Pyrit.

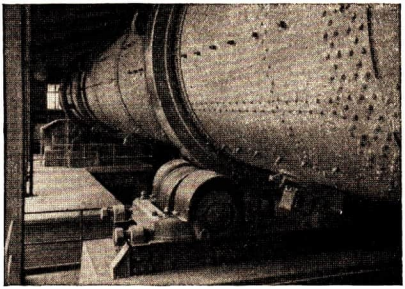


Abb. 75 Drehrohrröstofen im VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck" Schwarza

Im Gegensatz zu den Drehrohröfen bei der Zementherstellung besitzt er über die ganze Ofenlänge verteilte steuerbare **Luftdüsen**. Ferner sind in ihm **Wendeschaufeln** angebracht, die eine bessere Durchmischung des Röstgutes ermöglichen. Die Beschickung mit **Röstgut** erfolgt an der hochgelagerten Seite des Drehrohrröstofens. Durch die langsame Drehung des Ofens bewegt sich das Röstgut allmählich abwärts. Dabei findet eine innige Berührung mit der im Gegenstrom durchgeführten Luft statt. Die Rösttemperatur beträgt 650 °C. Am oberen Ende des Ofens werden die Röstgase mit rund 8% Schwefeldioxydgehalt abgesaugt. Den Abbrand trägt man am unteren Ende aus.

Drehrohrröstöfen werden zum Beispiel im VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck" Schwarza zum Abrösten von Sulfiden benutzt.

Für das Abrösten sulfidischer Erze setzt man häufig **Etagenröstöfen** (Abb. 76 und 77) ein. Das sind aufrechtstehende Stahlblechzylinder mit einer Höhe von etwa 8 m und einem Durchmesser von rund 5 m. In Etagenöfen sind 5 bis 11 feuerfest ausgemauerte **„Herde"** übereinander angeordnet. In der Mitte des Ofens befindet sich eine drehbare, hohle Achse, die für jede Etage **Rührarme** trägt. Achse und Rührarme werden durch Luft oder Wasser gekühlt.

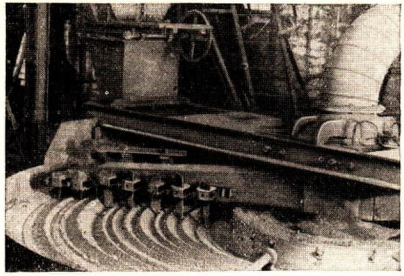


Abb. 76 Oberer Herd eines Etagenröstofens im VEB Chemiewerk Coswig

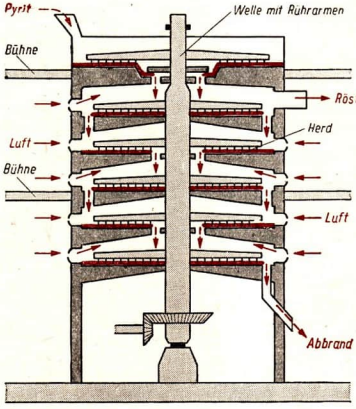


Abb. 77 Schematische Darstellung eines Etagenröstofens

Man beschickt den Ofen oben mit Pyrit, der eine Korngröße von 3 bis 6 mm besitzt. Durch die Rührarme wird das Röstgut über die Herde bewegt. Dabei fällt es jeweils durch die abwechselnd innen und außen im Etagenboden befindlichen Öffnungen auf den darunterliegenden Herd. Das Röstgut gelangt so im Ofen von oben nach unten. Ihm strömt Luft entgegen, die durch Klappen in den Ofen eintritt. Die Röstgase verlassen den Ofen oben, die Abbrände werden unten abgezogen. Ein mittelgroßer Ofen von 5 m Durchmesser hat täglich einen Kiesdurchsatz von etwa 15 Tonnen.

Etagenröstöfen werden in unserer Republik unter anderem im VEB Chemiewerk Coswig (Anhalt) verwendet.

Eine Weiterentwicklung der genannten Röstöfen sind die **Wirbelschichtröstöfen**. Es sind aufrechtstehende, ausgemauerte Stahlblechzylinder, in denen feinpulveriger oder feinkörniger Pyrit von durchgeblasener Luft aufgewirbelt und abgeröstet wird. Die ersten Wirbelschichtröstöfen in der Deutschen Demokratischen Republik wurden im Schwefelsäurebetrieb des VEB Chemiefaserwerk „Friedrich Engels" Premnitz aufgestellt. Sie erwiesen sich für das Abrösten des einheimischen schwefelarmen Pyrits besonders geeignet. Im VEB Feinzink Freiberg entstand in den letzten Jahren eine Anlage zum Abrösten von Sulfiden nach dem Wirbelschichtverfahren.

Das Abrösten sulfidischer Erze erfolgt in Drehrohr-, Etagen- oder Wirbelschichtröstöfen.

In unserer Republik gewinnt neben dem Rösten sulfidischer Erze die thermische Zersetzung des Calciumsulfats, das man in der Natur wasserfrei als Anhydrit und mit einem bestimmten Wassergehalt als Gips findet, zur Erzeugung von Schwefeldioxyd immer mehr an Bedeutung.

Das technische Verfahren wurde von WOLFGANG J. MÜLLER und H. KÜHNE entwickelt. Es wird daher als **MÜLLER-KÜHNE-Verfahren** oder auch als **Gips-Schwefelsäure-Verfahren** bezeichnet.

Die Ausgangsstoffe Anhydrit, Ton, Sand und Koksgrus werden getrennt zerkleinert, getrocknet, automatisch gewogen und in einem bestimmten Verhältnis gemischt. Es entsteht Rohmehl, das in Drehrohröfen durch die Gase einer Braunkohlenstaubfeuerung erhitzt wird. Während sich das Reaktionsgemisch durch die langsame Drehung des Ofens abwärts bewegt, streichen die Heizgase im Gegenstrom dazu nach dem oberen Ofenende. Dort verläßt ein 700 °C heißes Gasgemisch, das 8% Schwefeldioxyd und 20% Kohlendioxyd enthält, die Anlage. Aus Calciumoxyd, Ton und Sand entstehen im Ofen bei einer Temperatur von etwa 1200 °C Zementklinker. Diese werden am unteren Ende des Ofens ausgetragen und gekühlt. Unter Zugabe

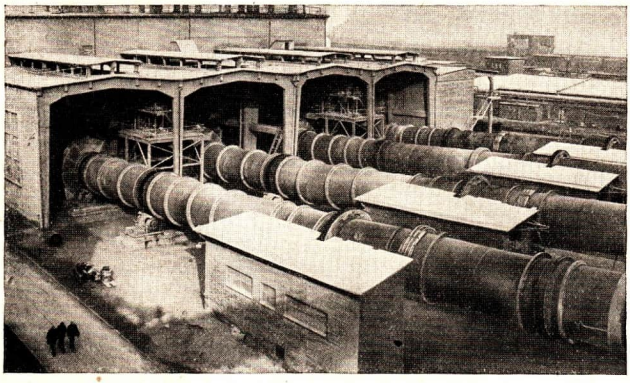


Abb. 78 Drehrohröfen zur thermischen Zersetzung von Calciumsulfat im VEB Farbenfabrik Wolfen

von Gips werden die Klinker fein gemahlen. So erhält man als Nebenprodukt hochwertigen Portlandzement.

Anlagen zur Herstellung von Schwefeldioxyd nach dem MÜLLER-KÜHNE-Verfahren befinden sich im VEB Farbenfabrik Wolfen (Abb. 78) und im VEB Chemiewerk Coswig, den beiden größten Produktionsstätten für Schwefelsäure in unserer Republik.

Auch aus Kieserit kann durch thermische Zersetzung nach einem Verfahren von Nationalpreisträger Prof. Dr. BERNHARD SCHÄTZEL Schwefeldioxyd erzeugt werden.

Dieses Verfahren wird im VEB Chemische Fabrik Heinrichshall und im VEB Chemiewerk „Friedlieb Ferdinand Runge", Oranienburg bei Berlin, angewendet.

Die thermische Zersetzung des Anhydrits $CaSO_4$ nach dem MÜLLER-KÜHNE-Verfahren dient zur Herstellung von Schwefeldioxyd. Als Nebenprodukt fällt bei diesem Verfahren hochwertiger Zement an.

2. Das Kontaktverfahren. Große Mengen Schwefelsäure werden nach dem Kontaktverfahren hergestellt.

a) Chemische Grundlagen. In dem folgenden Versuch untersuchen wir chemische Grundlagen für die Herstellung der Schwefelsäure.

Versuch 52: *Wir stellen die Versuchsanordnung nach Abbildung 79 zusammen und leiten einen Luftstrom durch das Verbrennungsrohr. Der Pyrit und der Katalysator Vanadium(V)-oxyd werden mit je einem Brenner erhitzt. Beobachten Sie den Pyrit und den Katalysator! Beurteilen Sie die Löslichkeit des Schwefeltrioxyds in Schwefelsäure!*

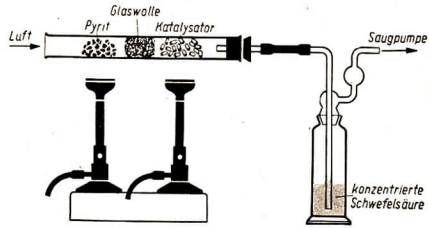


Abb. 79 Darstellung von Schwefelsäure

Die Bildung von Schwefeltrioxyd ist eine Gleichgewichtsreaktion. Sie ist exotherm. Auch bei diesem Vorgang kann man das chemische Gleichgewicht durch bestimmte äußere Bedingungen beeinflussen.

Wie können sich Veränderungen der Reaktionstemperatur bei konstantem Druck auf die Ausbeute an Schwefeltrioxyd auswirken? Erläutern Sie den Einfluß des Katalysators auf die Einstellung des Gleichgewichts!

Schwefeltrioxydnebel verbinden sich sehr schwer mit Wasser. Aus diesem Grunde wird Schwefeltrioxyd bei dem industriellen Verfahren in konzentrierte Schwefelsäure eingeleitet. Es entsteht die **Dischwefelsäure $H_2S_2O_7$**:

$$H_2SO_4 + SO_3 \rightarrow H_2S_2O_7 .$$

Gibt man zu Dischwefelsäure Wasser, so bildet sich Schwefelsäure:

$$H_2S_2O_7 + H_2O \rightarrow 2\,H_2SO_4 .$$

Die Oxydation von Schwefeldioxyd zu Schwefeltrioxyd ist eine Gleichgewichtsreaktion. Sie kann durch eine Änderung der Reaktionsbedingungen beeinflußt werden.
Das Schwefeltrioxyd wird in konzentrierte Schwefelsäure eingeleitet, der man anschließend Wasser zusetzt.

b) Technische Durchführung. Bei der industriellen Herstellung der Schwefelsäure kann das erzeugte Schwefeldioxyd nicht sofort in den Kontaktofen eingeleitet werden. Das Gas enthält viele Verunreinigungen, die den Katalysator zerstören würden und daher zu entfernen sind. Derartige Verunreinigungen bezeichnet man als **Kontaktgifte.** Außerdem ist eine vorherige Kühlung des Gases notwendig, da die Temperatur des Rohgases höher ist als die für die Umsetzung am Katalysator günstigste Reaktionstemperatur.

Die Kühlung des Synthesegases erfolgt in Kühltürmen, die aus Stahlblech oder einem säurefesten Plast bestehen. Sie sind säurefest ausgemauert. Meist leitet man das Gas durch zwei Türme. Im ersten Turm wird es mit 60%iger Schwefelsäure im Gegenstrom gekühlt. Dabei wird auch bereits ein Teil der störenden Bestandteile aus den Gasen ausgewaschen. Der zweite Waschturm enthält im Gegensatz zum ersten Füllkörper. In ihm wird das Gas noch einmal im Gegenstrom mit 20- bis 30%iger Schwefelsäure gewaschen und gekühlt.

Das Gas hat nun eine Temperatur von etwa 40° bis 50 °C. Es wird in die **elektrische Gasreinigungsanlage** geleitet (Abb. 80). Ein Elektrofilter ist eine Kammer, die aus Blei oder dem Plast Ekadur besteht. In der Kammer hängen mit dem negativen Pol einer Gleichstromquelle verbundene Stahldrähte und als Anoden geschaltete Bleiplatten (Abb. 81). Die Spannung beträgt 40000 bis 50000 V.

Das Gas durchströmt das elektrische Feld im Gasreiniger von unten nach

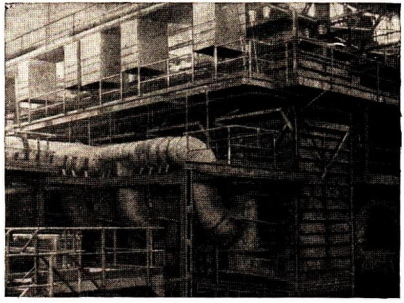


Abb. 80 Elektrische Gasreinigungsanlage im VEB Farbenfabrik Wolfen

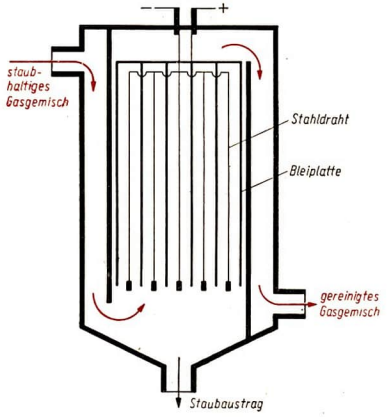


Abb. 81 Schematische Darstellung eines Elektrofilters

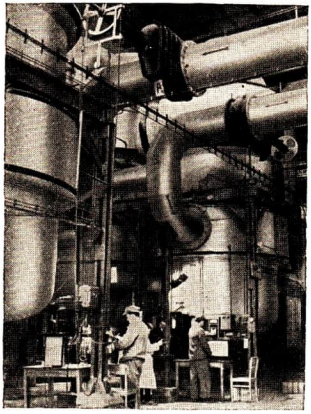


Abb. 82
Kontaktanlage im VEB Feinzink Freiberg

oben. Dabei werden in ihm enthaltene Staub- oder Nebelteilchen durch Elektronen, die von den Kathoden abgegeben werden, negativ aufgeladen. Man bezeichnet die elektronenabgebenden Drähte daher als **Sprühkathoden**. Die negativ geladenen Teilchen werden von den Anodenplatten, auch **Niederschlagselektroden** genannt, angezogen. Die abgeschiedenen Staubteilchen fließen mit Flüssigkeitströpfchen von den Niederschlagselektroden ab. Die elektrische Gasreinigung wird meist bei höherer Spannung wiederholt.

Das Gas wird nun noch in Trockentürmen im Gegenstrom mit konzentrierter Schwefelsäure getrocknet und auf eine Temperatur von mindestens 430 °C erwärmt. Das vorgewärmte Gas gelangt dann in den Kontaktofen (Abb. 82 und 83).

Im Kontaktofen soll eine möglichst große Gasmenge bei gleichbleibender

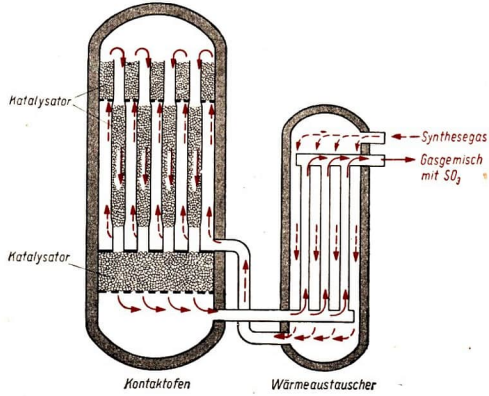


Abb. 83
Schematische Darstellung eines Kontaktapparates mit Wärmeaustauscher

Temperatur den Katalysator längere Zeit berühren. Aus diesem Grunde verwendet man einen **Horden- und Röhrenkontaktofen**. In ihm streicht das Synthesegas zunächst durch eine Schicht Kontaktmasse. Dabei setzt sich ein Teil des Schwefeldioxyd-Luft-Gemisches unter Erwärmung zu Schwefeltrioxyd um. Dann strömt das Gas durch

Kontaktrohre, die durch neu dem Kontaktofen zugeführtes Synthesegas im Gegenstrom gekühlt werden. Dieses Synthesegas wird so gleichzeitig zur Reaktion vorgewärmt. Das bereits teilweise zu Schwefeltrioxyd umgesetzte Gas tritt noch einmal durch einen Hordenkontakt und gelangt dann in einen Wärmeaustauscher. Dort wird das bei der Umsetzung am Katalysator erhitzte Gas erneut an kühlerem Schwefeldioxyd-Luft-Gemisch vorbeigeführt, wobei es sich von 420 °C auf 180° bis 200 °C abkühlt und zugleich das neue Synthesegas vorwärmt. Im Kontaktofen und im Wärmeaustauscher nutzt man also das Gegenstromprinzip aus.

Verfolgen Sie den Weg des Synthesegases im Kontaktofen und im Wärmeaustauscher! An welchen Stellen findet Wärmeaustausch statt? Welche Rolle spielt der Wärmeaustausch für die Ausbeute an Schwefeltrioxyd? Vergleichen Sie den Kontaktofen zur Schwefeltrioxydsynthese mit dem bei der Ammoniaksynthese!

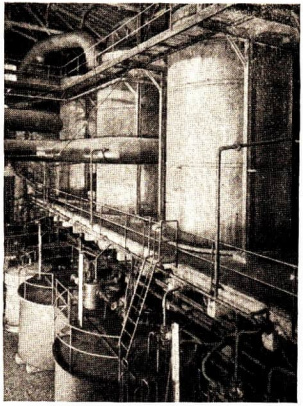


Abb. 84 Füllkörperkolonnen im VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck" Schwarza

Das im Kontaktofen gebildete Schwefeltrioxyd, das noch geringe Mengen von nicht umgesetztem Synthesegas enthält, wird in **Füllkörperkolonnen** (Abb. 84) eingeleitet. Sie bestehen aus hohen Eisenröhren mit säurefester Ausmauerung und enthalten Füllkörper aus Hartporzellan oder Steingut.

Was soll durch die Füllkörper erreicht werden?

In den Kolonnen strömt das Schwefeltrioxyd von unten nach oben und wird mit Schwefelsäure berieselt. Die entstehende Dischwefelsäure setzt man durch einen gesteuerten Zulauf von Wasser unter Kühlung in konzentrierte Schwefelsäure um.

Die Gleichmäßigkeit des Gasflusses in der gesamten Schwefelsäureanlage wird durch **Gebläse** geregelt. Sie sind den Kontaktöfen vorgeschaltet und saugen die Röstgase durch die gesamte Reinigungsanlage. Das Synthesegas drücken sie dann in die Kontaktöfen und die Füllkörperkolonnen. Die Herstellung der Schwefelsäure erfolgt kontinuierlich.

Vergleichen Sie die Versuchsanordnung des Versuches 52 (Seite 106) mit der industriellen Schwefelsäureanlage!

Abbildung 85 gibt uns einen Gesamtüberblick über das Schwefelsäure-Kontaktverfahren.

Das Synthesegas für die Herstellung von Schwefelsäure nach dem Kontaktverfahren wird gekühlt, gewaschen, elektrisch entstaubt, getrocknet und dann in den Kontaktofen geleitet. Hier wird es katalytisch zu Schwefeltrioxyd oxydiert, das man in konzentrierter Schwefelsäure löst. Durch Wasserzusatz bei gleichzeitiger Kühlung erhält man konzentrierte Schwefelsäure.

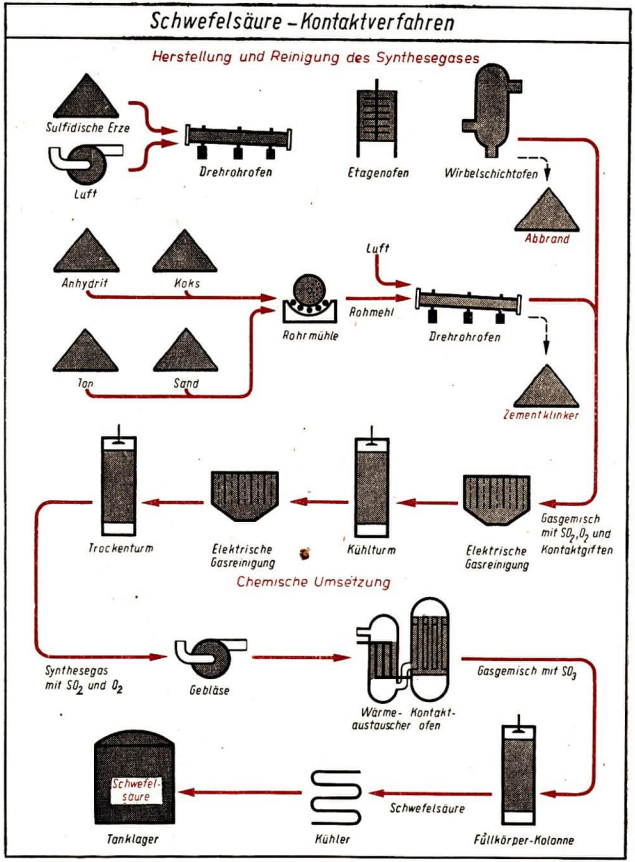


Abb. 85 Herstellung von Schwefelsäure nach dem Kontaktverfahren (schematische Darstellung)

Der weitaus größte Teil der bei uns erzeugten Schwefelsäure wird nach dem Kontaktverfahren hergestellt. Außerdem finden noch das ältere **Bleikammerverfahren** und dessen verbesserte Form, das **Turmverfahren**, Anwendung. Sie dienen zur Herstellung von Schwefelsäure geringerer Reinheit und Konzentration, die vor allem zum Aufschluß der Phosphatmineralien bei der Superphosphatproduktion verwendet wird.

In Tabelle 20 wird der Anteil der drei Verfahren zur Herstellung von Schwefelsäure an der Produktion der Schwefelsäure erzeugenden Werke der Deutschen Demokratischen Republik dargestellt. Die Betriebe sind nach der Höhe ihrer Produktion geordnet aufgeführt.

Tabelle 20. Anwendung der Verfahren zur Herstellung von Schwefelsäure in der chemischen Industrie der Deutschen Demokratischen Republik

Verfahren	Kontaktverfahren	Turmverfahren	Bleikammerverfahren
Betriebe	VEB Farbenfabrik Wolfen		
	VEB Chemiewerk Coswig		
	VEB Chemiewerk Nünchritz		
	VEB Fahlberg-List Magdeburg		VEB Fahlberg-List, Magdeburg
	VEB Feinzink Freiberg		
	VEB Freiberger Bleihütten		VEB Freiberger Bleihütten
	VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm Pieck", Eisleben		
	VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck", Schwarza		
	VEB Chemiefaserwerk „Friedrich Engels", Premnitz		
			VEB Chemische Fabrik Heinrichshall
		VEB Chemiewerk „Friedlieb Ferdinand Runge", Oranienburg	
		VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Salzwedel	

Eigenschaften der Schwefelsäure

Einige Eigenschaften der Schwefelsäure sind uns bereits bekannt. Wir wollen diese wiederholen und weitere kennenlernen.

a) Verdünnte Schwefelsäure. Die verdünnte Schwefelsäure ist weitgehend dissoziiert. Daher zeigt sie stark saure Wirkung. Bei Umsetzungen verdünnter Schwefelsäure mit unedlen Metallen, Metalloxyden und Hydroxyden entstehen Sulfate.

Wie lauten die Gleichungen für die Bildung von Calciumsulfat in der Ionenschreibweise?

Mit Halbedel- und Edelmetallen reagiert verdünnte Schwefelsäure nicht.

b) Konzentrierte Schwefelsäure. Konzentrierte Schwefelsäure ist eine farblose und geruchlose ölige Flüssigkeit. Sie hat die Dichte von 1,84 g/cm³. Ferner wissen wir, daß konzentrierte Schwefelsäure stark hygroskopisch ist. Sie entzieht sogar Verbindungen chemisch gebundenes Wasser.

Nimmt konzentrierte Schwefelsäure Wasser auf, so wird Wärme frei. Das ist beim Verdünnen von Schwefelsäure besonders deutlich festzustellen. Hierbei kann eine so große Wärmemenge frei werden, daß Glasgefäße zerspringen. Das zum Verdünnen bestimmte Wasser darf niemals in die Säure gegossen werden. Die Wärmeentwicklung würde an der Eingußstelle so sehr ansteigen, daß Säure aus dem Gefäß spritzt.

Vorsicht bei allen Arbeiten mit konzentrierter Schwefelsäure! Sie ist stark ätzend. Beim Verdünnen von Schwefelsäure muß diese in dünnem Strahl unter Rühren in Wasser gegossen werden.

In dem folgenden Versuch wollen wir die Wirkung der konzentrierten Schwefelsäure auf das Halbedelmetall Kupfer untersuchen.

Versuch 53: *In einem Reagenzglas werden einige Kupferspäne mit konzentrierter Schwefelsäure übergossen und leicht erhitzt. Wir führen dann vorsichtig eine Geruchsprobe durch.*
Beachten Sie die Färbung der Flüssigkeit!

Konzentrierte Schwefelsäure setzt sich mit Halbedel- und Edelmetallen außer Gold und Platin um. Das Kupfer in obigem Versuch wird von Schwefelsäure zunächst oxydiert. Das entstandene Kupfer(II)-oxyd reagiert mit weiterer Schwefelsäure unter Bildung von Kupfersulfat:

$$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuO + H_2O + SO_2;$$
$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O.$$

Vergleichen Sie das Verhalten von konzentrierter Schwefelsäure mit dem konzentrierter Salpetersäure zu Kupfer!

Konzentrierte Schwefelsäure ist ein starkes Oxydationsmittel. Sie setzt sich auch mit Halbedel- und Edelmetallen um.

Versuch 54: *In einem Reagenzglas wird Kochsalz, in einem anderen etwas Natriumsulfit mit konzentrierter Schwefelsäure übergossen. Über die Mündung der Reagenzgläser halten wir angefeuchtetes blaues Lackmuspapier. Wir führen die Geruchsprobe durch.*

Der Siedepunkt der konzentrierten Schwefelsäure liegt bei 338°C, sie ist also eine schwerflüchtige Säure. Die Schwefelsäure verdrängt daher leichter flüchtige Säuren aus ihren Salzen und bildet dabei Sulfate. Diese Reaktion wird zur Darstellung der leichter flüchtigen Säuren benutzt. Bei der Reaktion von Natriumsulfit mit Schwefelsäure wurde nicht die schweflige Säure, sondern Schwefeldioxyd frei, da schweflige Säure leicht zerfällt.

Stellen Sie die Gleichungen für die Reaktion von Kochsalz und Natriumsulfit mit konzentrierter Schwefelsäure auf!

Schwefelsäure ist eine schwerflüchtige Säure. Sie verdrängt leichter flüchtige Säuren aus ihren Salzen.

Die Schwefelsäureindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik

Die Schwefelsäure wird in der Industrie unserer Republik sehr vielseitig angewendet. Sie wird vor allem in der Chemiefaserindustrie zur Herstellung von Zellwolle und Kunstseide benutzt. Große Mengen von Schwefelsäure werden für die Erzeugung von Superphosphat verbraucht. Dabei nutzt man die Eigenschaft der Schwefelsäure, leichter flüchtige Säuren aus ihren Salzen zu verdrängen. In der Metallurgie und im Bergbau wird die Säure bei der Aufbereitung von Erzen benötigt. Behandelt man zum Beispiel abgeröstete Zinkerze oder Uranerz enthaltende Substanzen mit Schwefelsäure, so bilden sich wasserlösliche Sulfate, aus denen Zink und Uran hergestellt werden können. Ferner wird Schwefelsäure bei elektrochemischen Verfahren zum Ansäuern der Elektrolytbäder benutzt. Verdünnte Schwefelsäure dient auch als Elektrolyt in Bleiakkumulatoren.

Wegen ihrer wasserentziehenden Wirkung gebraucht man die konzentrierte Säure zum Trocknen von Industriegasen, wie zum Beispiel der Synthesegase zur Schwefelsäureherstellung. Die Verwendung der Schwefelsäure bei der Erzeugung von Sprengstoffen beruht auch auf dieser Eigenschaft. Bei der Arzneimittel- und Schädlingsbekämpfungsmittelproduktion nutzt man die wasserentziehende Wirkung der Säure aus.

Bei dem Reinigen des Erdöls von störenden Verbindungen benötigt man Schwefelsäure. Im chemischen Laboratorium dient die Säure zum Ansäuern, zur Darstellung leichter flüchtiger Säuren und zum Trocknen von Gasen und festen Stoffen.

Die Abbildung 86 (Seite 114) gibt einen Überblick über die wichtigsten Verwendungszwecke der Schwefelsäure.

Aus der vielseitigen Verwendung der Schwefelsäure erkennen wir, daß sie große volkswirtschaftliche Bedeutung besitzt. Die Steigerung der Produktion vieler Erzeugnisse ist deshalb auch von der Schwefelsäureproduktion abhängig.

Die Schwefelsäureproduktion unserer Republik konnte von 1950 bis 1955 nahezu verdoppelt werden. An dieser bedeutenden Steigerung hatte der Aufbau der Gips-Schwefelsäureanlage in Wolfen hervorragenden Anteil.

Es wirkte sich wirtschaftlich sehr günstig aus, daß für die Produktion der Anlage keine Rohstoffimporte erforderlich sind. Der benötigte Anhydrit kommt in der Deutschen Demokratischen Republik in reichen Lagerstätten vor.

In dem Bestreben, die Erzeugung von Schwefelsäure auf der Grundlage einheimischer Rohstoffe weiter zu steigern, wurde eine weitere Gips-Schwefelsäurefabrik

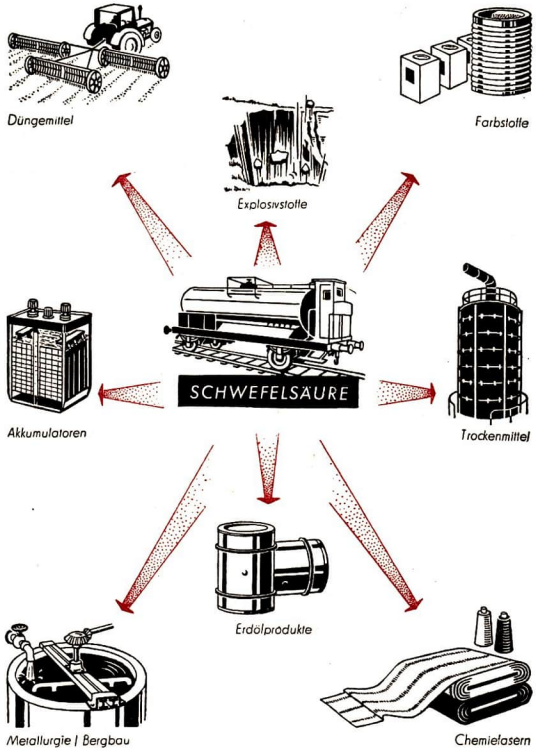


Abb. 86 Verwendung von Schwefelsäure

bei Coswig gebaut (Abb. 87). Bei der Projektierung wurden die im **VEB Farbenfabrik Wolfen** gesammelten Erfahrungen berücksichtigt. Die erste Baustufe der Gips-Schwefelsäurefabrik im **VEB Chemiewerk Coswig** nahm Mitte des Jahres 1960 den Betrieb auf. Die Anlage erhielt vier Drehrohröfen. Der VEB Chemiewerk Coswig wird

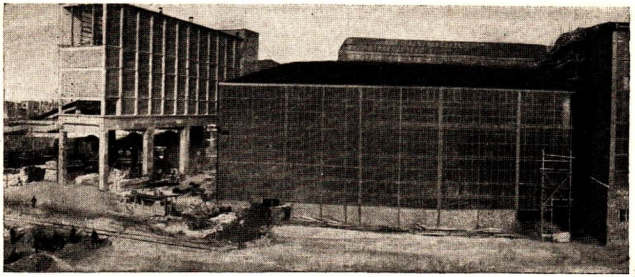


Abb. 87 Gips-Schwefelsäureanlage des VEB Chemiewerk Coswig im Aufbau

nach Beendigung der Bauarbeiten mit der Produktion von jährlich 300000 t SO_3 die größte Gips-Schwefelsäurefabrik der Welt besitzen.

Auch im VEB Farbenfabrik Wolfen sollen bis zu dieser Zeit zwei weitere Öfen in Betrieb genommen werden. Durch die Erweiterungsbauten in den beiden Werken wird der im Verlauf des Siebenjahrplans rasch ansteigende Bedarf an Schwefelsäure gedeckt.

Nach dem Abschluß des Bauvorhabens im VEB Chemiewerk Coswig wird die Schwefelsäureproduktion in der Deutschen Demokratischen Republik überwiegend auf der Basis von Anhydrit erfolgen. Dadurch verringert sich der Anteil der importierten Rohstoffe am Gesamtverbrauch bedeutend. Außer dem Anhydrit werden in unserer Republik einheimische sulfidische Erze und das Magnesiumsulfat Kieserit für die Erzeugung von Schwefelsäure genutzt. Die bei uns geförderten sulfidischen Erze decken jedoch allein den Bedarf der Werke nicht, die nach Röstverfahren Schwefeldioxyd erzeugen. Etwa zwei Drittel des benötigten Pyrits werden importiert. Großen Anteil haben daran die Kiese aus der Sowjetunion.

Die Produktion von Schwefelsäure steigt in der Deutschen Demokratischen Republik bis zum Jahre 1965 bedeutend an. Sie wird zu diesem Zeitpunkt beinahe doppelt so hoch sein wie im Jahre 1958 (Abb. 88). In der Pro-Kopf-Produktion von Schwefel-

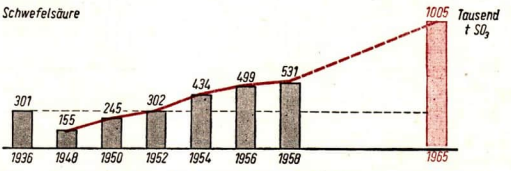


Abb. 88 Entwicklung der Schwefelsäureproduktion in der Deutschen Demokratischen Republik

säure gehört unsere Republik dann zu den ersten Ländern der Welt. Dazu wird nicht allein der weitere Aufbau und Ausbau der Schwefelsäureanlagen im VEB Chemiewerk Coswig und im VEB Farbenfabrik Wolfen beitragen. Auch in den kleineren Betrieben, die Schwefelsäure herstellen, werden Erneuerungen von Anlagen und Umbauten vorgenommen. Hierbei ist vor allem die Umstellung der noch nach dem Bleikammerverfahren arbeitenden Betriebe auf das Turmverfahren von Bedeutung. Den Hauptanteil an der Steigerung der Schwefelsäureproduktion haben dennoch die größeren Werke. In ihnen sind die Voraussetzungen günstiger, modernste technische Einrichtungen anzuwenden.

Sulfate

1. Vorkommen. In den Salzlagerstätten unserer Republik kommen neben anderen Sulfaten Natrium- und Kaliumsulfat vor. Calciumsulfat ist gelegentlich in größeren Mengen in den oberen Erdschichten anzutreffen. Bei Niedersachswerfen im Harz wird es im Tagebau abgebaut.

2. Eigenschaften und Verwendung. Die Schwefelsäure bildet zwei Reihen von Salzen, Sulfate und Hydrogensulfate. Wir wollen die Löslichkeit einiger Sulfate in Wasser prüfen.

Versuch 55: *Je 1 g Kupfersulfat, Calciumsulfat und Bariumsulfat werden in Reagenzgläsern mit je 5 ml Wasser übergossen und geschüttelt. Vergleichen Sie die Löslichkeit der drei Sulfate!*

Kupfersulfat löst sich wie die meisten Sulfate leicht in Wasser. Calciumsulfat ist schwer löslich, **Bariumsulfat $BaSO_4$** praktisch unlöslich. Fällungen von Bariumsulfat werden daher bei chemischen Analysen zum Nachweis von Sulfationen benutzt.

Versuch 56: *Wir geben stark verdünnte Schwefelsäure und Lösungen von Kupfersulfat und Calciumsulfat in je ein Reagenzglas und setzen einige Milliliter Bariumhydroxydlösung hinzu.*

Sulfationen verbinden sich mit Bariumionen zu dem fast völlig unlöslichen und undissoziierten weißen Bariumsulfat:

$$Ba^{++} + SO_4^{--} \rightarrow BaSO_4\downarrow.$$

Der Niederschlag von Bariumsulfat löst sich in Salzsäure nicht.

Schwefelsäure bildet Sulfate und Hydrogensulfate. Das Sulfation kann mit Bariumionen durch Fällung eines säureunlöslichen, weißen Niederschlags von Bariumsulfat nachgewiesen werden.

Welche beiden Arten des Calciumsulfats sind Ihnen bereits bekannt? Wodurch unterscheiden sie sich?

Versuch 57: *Einige Gipskristalle werden in einem mit der Mündung leicht nach unten geneigten Reagenzglas schwach erhitzt.*
Beobachten Sie die Gipskristalle beim Erhitzen! Was stellen Sie an der kälteren Wandung des Reagenzglases fest?

Zu dem entstandenen weißen Pulver geben wir mit einer Pipette einige Tropfen Wasser und messen die Temperatur des Gemisches. Was beobachten Sie?

Gips gibt beim Erwärmen einen Teil des in ihm enthaltenen Wassers ab. Der Vorgang wird als **Brennen** bezeichnet. Bei Zugabe von Wasser verfestigt sich das teilweise entwässerte Calciumsulfat wieder. Das Wasser trägt zum Aufbau der Kristallstruktur des Gipses bei. Genaue Analysen haben ergeben, daß im Gips je Molekül Calciumsulfat zwei Moleküle Wasser enthalten sind. Derartiges Wasser wird als **Kristallwasser** bezeichnet. Der Gehalt an Kristallwasser in den Salzen wird in der Formel angegeben. So lautet die Formel von **Gips** $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$. Eine solche Formel liest man „Calciumsulfat mit zwei Molekülen Kristallwasser".

Die Aufnahme von Wasser durch gebrannten Gips ist mit Temperaturerhöhung verbunden. Wir erkennen, daß die Wärmeenergie, die wir zum Entwässern des Gipses aufwenden mußten, beim Verfestigen wieder frei wird.

In der Industrie wird Gips durch Erhitzen auf 130° bis 170° C gebrannt. Dabei geben je zwei Moleküle Calciumsulfat drei Moleküle Wasser ab. Der gebrannte Gips wird als **Stuckgips** bezeichnet. Er hat die Formel $2\,CaSO_4 \cdot H_2O$.

Versuch 58: *Zwei Gewichtsteile Stuckgips werden in ein Gewichtsteil Wasser eingestreut und zu einem Brei verrührt. Wir geben diesen Brei auf eine dünn eingefettete Münze, um deren Rand ein schmaler Papierstreifen gelegt wurde. Wenn der Gips erstarrt ist, nehmen wir ihn von der Münze ab.*

Nach 10 bis 20 Minuten erstarrt Gipsbrei. Es bilden sich feinfaserige Kristalle, die miteinander verwachsen. Da Gips ein größeres Volumen hat als Stuckgips, dringt er in alle Fugen und Unebenheiten ein. Das Erhärten des Gipsbreies durch Wasseraufnahme bezeichnet man als **Abbinden.**

Vergleichen Sie das Abbinden des Gipses mit dem des Kalkmörtels!

Stuckgips verwendet man vor allem in der Bauindustrie. Aus ihm werden neuerdings unter Zusatz von Füllstoffen, wie Sägemehl und Holzwolle, in steigendem Maße **Gipsbauplatten** hergestellt. Die Verwendung solcher Platten gestattet den schnelleren Ausbau der Rohbauten, da das Verputzen der Platten mit Mörtel wegfällt (Abb. 89). Gips wird auch zum Einsetzen von Dübeln, zum Verschließen von Löchern und Beseitigen von Unebenheiten der Wände benutzt. Ferner gebraucht man Stuckgips für die Herstellung von Formen in der keramischen Industrie und zum Anfertigen von Abdrücken und Gipsverbänden.

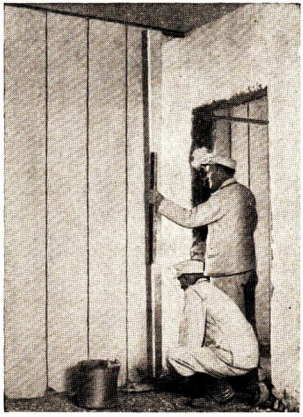


Abb. 89 Einsetzen von Gipsbauplatten

Das wasserfreie Calciumsulfat, der

Anhydrit, dient vor allem zur Erzeugung von Schwefeldioxyd nach dem MÜLLER-KÜHNE-Verfahren. Man benötigt es auch für die Herstellung von Ammonsulfat.

In der chemischen Industrie der meisten anderen Länder wird für die Produktion von Ammonsulfat Schwefelsäure benutzt. In unserer Republik wird durch den Einsatz von Anhydrit alljährlich eine bedeutende Menge Schwefelsäure für andere Zwecke frei.

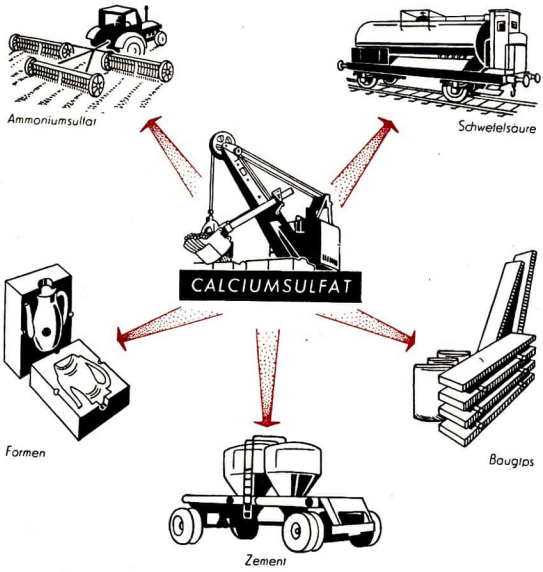


Abb. 90 Verwendung von Calciumsulfat

Berechnen Sie, wieviel Schwefelsäure die Produktion von Ammonsulfat im Jahre 1958 erfordert hätte! Sie betrug etwa 1 612 000 Tonnen.

Vergleichen Sie das Ergebnis Ihrer Berechnung mit der im Jahre 1958 in unserer Republik hergestellten Menge Schwefelsäure!

Abbildung 90 gibt einen Überblick über wichtige Verwendungszwecke von Calciumsulfat.

Kupfersulfat stellt man durch Übergießen von Kupferoxyd oder Kupferabfällen mit konzentrierter Schwefelsäure her.

Versuch 59: *Wir zerreiben etwa 1 g kristallisiertes Kupfersulfat in einer Reibschale zu einem feinen Pulver und erhitzen es im Reagenzglas unter Schütteln vorsichtig über der Flamme. Wir verschließen das Glas mit einem Wattebausch und lassen es vollständig abkühlen. Dann wird tropfenweise Wasser in das Reagenzglas gegeben. Wir messen dabei die Temperatur. Wie verändert sich das Kupfersulfat beim Erhitzen? Was beobachten Sie bei der Zugabe von Wasser?*

Kupfersulfat nimmt beim Kristallisieren Wasser auf. Es entstehen dabei blaue, durchsichtige Kristalle, die je Molekül Kupfersulfat fünf Moleküle Wasser enthalten. Die Formel ist daher $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$. Erwärmt man kristallisiertes Kupfersulfat, so gibt es sein Kristallwasser ab. Das wasserfreie Salz ist ein weißes Pulver, das unter Erwärmen leicht Wasser aufnimmt. Entwässertes Kupfersulfat kann zum Nachweis auch geringster Mengen Wasser benutzt werden.

Kupfersulfat lernten wir schon bei der Metallbearbeitung kennen.

Wozu wird es dort verwendet?

Kupfersulfat findet in der Galvanotechnik Verwendung. Im Obst- und Weinbau dient es zur Schädlingsbekämpfung.

Magnesiumsulfat kennen wir bereits als Rohstoff für die Herstellung von Schwefeldioxyd. Es enthält wie das Calciumsulfat und das Kupfersulfat in seinen Kristallen Wasser. In der Natur kommen ein wasserreiches und ein weniger Wasser enthaltendes Magnesiumsulfat vor, das **Bittersalz** $MgSO_4 \cdot 7\,H_2O$ und der **Kieserit** $MgSO_4 \cdot H_2O$. Bittersalz wird in der Medizin als Abführmittel angewendet. Seine Bezeichnung ist durch den unangenehmen, bitteren Geschmack begründet.

Kaliumsulfat ist als Kalidüngemittel von großer Bedeutung. Es besitzt im Gegensatz zu den vorher genannten Sulfaten in seinen Kristallen kein Wasser. Industriell wird Kaliumsulfat durch Umsetzung einer Lösung von Magnesiumsulfat mit Kaliumchlorid hergestellt.

Die Tabelle 21 gibt einen Überblick über die wichtigsten Sulfate.

Tabelle 21. Einige wichtige Sulfate

Sulfat	Chemische Zusammensetzung	Kennzeichen	Wichtigste Verwendungszwecke
Anhydrit	$CaSO_4$	körnige oder kompakte Masse, weiß bis grau gefärbt, mit der Messerklinge ritzbar	für die Erzeugung von Schwefeldioxyd, Zement und Ammonsulfat
Gips	$CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$	weiß bis durchscheinend, mit dem Fingernagel ritzbar	zur Herstellung von Baugips, für keramische Formen und Abdrücke
Kieserit	$MgSO_4 \cdot H_2O$	farblos	Bestandteil mancher Düngemittel, zur Erzeugung von Schwefeldioxyd
Kupfersulfat	$CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$	blaue durchsichtige Kristalle	in der Galvanik, als Schädlingsbekämpfungsmittel
Ammoniumsulfat	$(NH_4)_2SO_4$	farblos	als Stickstoffdüngemittel
Kaliumsulfat	K_2SO_4	farblos	als Kalidüngemittel

1. Vorkommen. Selen kommt in der Natur nicht in Lagerstätten angereichert vor. Es ist in Spuren in den Sulfidvorkommen anzutreffen. Man gewinnt das Selen und seine Verbindungen daher meist aus dem Flugstaub, der beim Rösten sulfidischer Erze entsteht. Bei der Reinigung des Kupfers im VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm Pieck" Eisleben erhält man Selen als Nebenprodukt.

Tellur ist noch seltener als Selen. Im Gegensatz zum Selen kommt es in der Erdrinde gediegen und in Verbindungen vor.

2. Eigenschaften. Selen und Tellur haben wie die übrigen Chalkogene sechs Elektronen auf ihrer äußeren Schale. Sie sind daher dem Sauerstoff gegenüber im Höchstfall sechswertig und gegenüber dem Wasserstoff zweiwertig. Wie der Schwefel treten auch diese beiden Elemente oft vierwertig auf.

Versuch 60: *Wir erhitzen ein Körnchen graues Selen im Reagenzglas. Was läßt sich beobachten?*

Selen bildet zwei Modifikationen, eine graue, metallähnliche und eine rote, nichtmetallische. Erhitzt man **graues Selen**, so sublimiert es. Aus den entstandenen Selendämpfen schlägt sich bei schnellem Abkühlen die rote Modifikation nieder. Wird **rotes Selen** vorsichtig erwärmt, so wandelt es sich wieder in die stabilere graue Modifikation um.

Im Gegensatz zum roten Selen leitet graues den elektrischen Strom, wenn es belichtet wird. Unbelichtetes graues Selen hat äußerst geringe elektrische Leitfähigkeit.

Nun wollen wir uns mit einigen Verbindungen des Selens beschäftigen.

Versuch 61: *Wir erhitzen ein Körnchen Selen auf einer Magnesiarinne und halten einen Streifen feuchtes blaues Lackmuspapier darüber. Beobachten Sie das Verhalten des Selens und des Lackmuspapiers!*

Selen brennt an der Luft mit blauer Flamme. Dabei entsteht ein weißer Rauch von **Selendioxyd SeO_2**, der feuchtes blaues Lackmuspapier rot färbt. Das Selendioxyd ist ein fester, weißer Stoff. Es bildet mit Wasser **selenige Säure H_2SeO_3**:

$$SeO_2 + H_2O \rightarrow H_2SeO_3 .$$

Selendioxyd kann zu Selentrioxyd, dem Anhydrid der Selensäure, oxydiert werden. Mit Wasserstoff setzt sich Selen zu Selenwasserstoff um.

Selenverbindungen sind giftig.



Abb. 91 Fotografischer Belichtungsmesser

Vergleichen Sie die Verbindungen des Selens mit denen des Schwefels!

Tellur kommt ebenfalls in zwei Modifikationen vor, als silberglänzendes, metallisches und als braunes, nichtmetallisches Tellur. Die elektrische Leitfähigkeit der metallischen Modifikation steigt bei Belichtung auch etwas an, jedoch weitaus geringer als beim Selen. Viele Verbindungen des Tellurs entsprechen denen des Selens.

3. Verwendung. Selen wird vor allem in der Elektro- und Fototechnik verwendet. Sehr reines Selen, das im VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm Pieck" hergestellt wird, dient zum Beispiel im VEB Gleichrichterwerk Großräschen zur Erzeugung von Selen-Trockengleichrichtern, die Wechselstrom in Gleichstrom umwandeln. Selen benötigt man ferner zur Herstellung von fotografischen Belichtungsmessern (Abb. 91) und in der Regeltechnik.

Gruppeneigenschaften

Abschließend wollen wir einige Eigenschaften der Elemente Sauerstoff, Schwefel, Selen und Tellur vergleichend betrachten. Wie bei den anderen Elementengruppen des Periodensystems sind auch bei den Chalkogenen die Eigenschaften nach steigendem Atomgewicht abgestuft. So ist der Sauerstoff unter Normalbedingungen gasförmig. Bereits beim Schwefel ist ein Übergang zum festen Zustand vorhanden. Selen und Tellur sind ebenfalls fest. Die Dichte steigt von Sauerstoff bis Tellur an. Ebenso verhalten sich der Schmelzpunkt und der Siedepunkt. Bei einem Vergleich der Färbung der Elemente, wobei die metallischen Modifikationen von Selen und Tellur nicht berücksichtigt werden sollen, ist ein stufenweiser Übergang vom farblosen zum intensiv gefärbten Zustand feststellbar. Besonders deutlich wird die Abstufung der Eigenschaften der Chalkogene, wenn man ihr Bindungsbestreben zu Sauerstoff und Wasserstoff betrachtet. Dieses nimmt gegenüber Sauerstoff vom Schwefel zum Tellur zu. Dagegen wird das Bindungsbestreben zu Wasserstoff vom Sauerstoff zum Tellur geringer. Der Metallcharakter nimmt innerhalb der Gruppe mit steigendem Atomgewicht zu. Sauerstoff und Schwefel sind Nichtmetalle, Selen und Tellur besitzen bereits metallische Modifikationen. Polonium, das wegen einiger Besonderheiten nicht in der Tabelle 22 aufgeführt wird, zeigt alle Eigenschaften der Metalle.

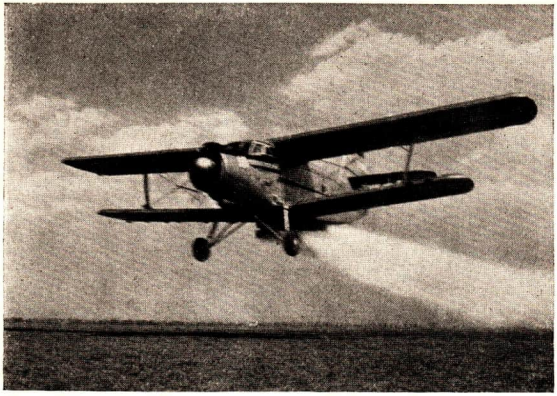
Tabelle 22. Eigenschaften der Chalkogene

Element	Atomgewicht	Zustandsform	Dichte g/cm³	Smp °C	Sdp °C	Färbung der nichtmetallischen Modifikation	Bindungsbestreben zu Sauerstoff	Bindungsbestreben zu Wasserstoff	Metallcharakter
Sauerstoff	16,00	gasförmig	1,27[1])	−219	−183	farblos	abnehmend ↓	zunehmend ↑	zunehmend ↓
Schwefel	32,07	fest	2,06	119	445	gelb			
Selen	78,96	fest	4,82	220	688	rot			
Tellur	127,61	fest	6,25	452	1390	braun			

[1]) Dichte beim Schmelzpunkt

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. *Berichten Sie über die natürlichen Vorkommen des Schwefels!*
2. *Wie verhält sich Schwefel beim Erwärmen und Abkühlen?*
3. *Nennen Sie die wichtigsten Verwendungszwecke des Schwefels und begründen Sie diese durch seine chemischen Eigenschaften!*
4. *Wie wird in der Deutschen Demokratischen Republik Schwefel erzeugt?*
5. *Wie kann man Schwefel in verwesenden Substanzen analytisch feststellen? In welcher Form tritt er bei der Verwesung auf?*
6. *Welche Eigenschaften hat Schwefelwasserstoff?*
7. *Wie kann Schwefelwasserstoff dargestellt werden? Geben Sie die entsprechenden Gleichungen an!*
8. *Welche Möglichkeiten zur Darstellung von Schwefeldioxyd im Laboratorium kennen Sie? Geben Sie die chemischen Gleichungen an!*
9. *Welche Unterschiede bestehen zwischen Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd?*
10. *Welche Verfahren zur industriellen Erzeugung von Schwefeldioxyd kennen Sie?*
11. *Geben Sie einen Überblick über die Herstellung der Schwefelsäure nach dem Kontaktverfahren!*
12. *Nennen Sie die Eigenschaften der Schwefelsäure!*
13. *Wozu wird die Schwefelsäure in der Industrie verwendet?*
14. *Nennen Sie einige Betriebe unserer Republik, die Schwefelsäure erzeugen!*
15. *Begründen Sie die Bedeutung der Schwefelsäureindustrie für die Wirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik!*
16. *Welche Vorsichtsmaßregeln müssen bei Arbeiten mit Schwefelkohlenstoff, Schwefelwasserstoff, Schwefeldioxyd und Schwefelsäure beachtet werden? Begründen Sie diese Maßnahmen!*
17. *Wie geht man beim Eingipsen eines Dübels vor?*
18. *Geben Sie Namen und Zusammensetzung einiger Sulfate an! Wozu werden sie verwendet?*
19. *Erläutern Sie die volkswirtschaftliche Bedeutung des Anhydrits in der Deutschen Demokratischen Republik!*
20. *Wie können Sulfationen analytisch nachgewiesen werden?*
21. *Nennen Sie Gruppeneigenschaften der Elemente der VI. Hauptgruppe!*



Ein Spezialflugzeug der Deutschen Lufthansa beim Düngerstreuen über den Feldern einer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaft

Durch die Düngung werden den Kulturpflanzen und dem Boden wichtige Nährstoffe zugeführt. Die richtige Anwendung der einzelnen Düngemittel ist von vielen Faktoren abhängig. Zu ihnen gehören die chemischen und biologischen Vorgänge, die im Boden bei Anwendung von Düngemitteln ablaufen. Ihre genaue Kenntnis ist eine wichtige Voraussetzung für die bestmögliche Ausnutzung der Düngung für die Ertragssteigerung im Siebenjahrplan der Deutschen Demokratischen Republik.

5. KAPITEL

Chemie und Ackerboden

Im Boden laufen viele physikalische, chemische und biologische Vorgänge ab, die durch Bodenbearbeitung und Düngung beeinflußt werden. Genaue Kenntnisse über diese Prozesse sind eine wesentliche Voraussetzung für die landwirtschaftliche Produktion auf wissenschaftlicher Grundlage. Einige der chemischen Vorgänge, die im Boden ablaufen, werden wir in den folgenden Abschnitten kennenlernen. Dabei müssen wir jedoch immer daran denken, daß der Boden örtlich verschieden ist und wir nur einen Überblick über einige Zusammenhänge zwischen Chemie und pflanzlicher Produktion erhalten.

Bis weit ins 19. Jahrhundert wurde der Ackerbau nur auf Grund von Erfahrungen betrieben, die die Menschen durch bloße Beobachtung des Pflanzenwachstums auf den Feldern sammelten.

Es wurde erkannt, daß die Erträge nach mehreren Anbaujahren abnahmen. Ein Mittel, weiterhin genügend pflanzliche Nahrungsmittel zu erzeugen, sah man zum Beispiel in dem Roden von Wald, da es die Anbaufläche erweiterte. Später bildete sich allmählich die Dreifelderwirtschaft heraus, bei der etwa ein Drittel des Ackerbodens im jährlichen Wechsel nicht bebaut wurde. Sie genügte zunächst dem Bedarf der Bevölkerung an Nahrungsmitteln. Der Boden verarmte aber schließlich dennoch zunehmend an Pflanzennährstoffen. Die Erträge nahmen ständig ab, und der Nahrungsmittelbedarf der sich vergrößernden Bevölkerung konnte nicht mehr befriedigt werden. Man suchte nach Möglichkeiten, die Ernteerträge zu steigern.

Albrecht von Thaer führte zu Beginn des 19. Jahrhunderts Versuche durch, bei denen er nach Getreide in systematischer Folge andere Kulturen anbaute. Da zum Beispiel Hackfrüchte einen anderen Nährstoffbedarf als Getreidekulturen haben, wurden die im Boden enthaltenen Nährstoffe besser ausgenutzt. Thaers Arbeiten führten zur Vergrößerung der Anbaufläche, aber die Hektarerträge stiegen infolge weiterer Verarmung der Böden an Nährstoffen nicht an. Eine von der Ernährung der Pflanzen ausgehende wissenschaftliche Begründung seiner Lehre von der systematischen Fruchtfolge konnte jedoch Thaer nicht geben. Er war der Auffassung, daß die Pflanzen für das Wachstum nur Humus und Wasser benötigen. Diese Ansicht steht im Einklang mit der damals allgemein verbreiteten Meinung, lebende Substanz könnte nur aus lebenden beziehungsweise organischen Stoffen gebildet werden. Diese falsche Meinung hinderte die Wissenschaftler lange Zeit daran, den richtigen Weg zum Verständnis der Ernährung unserer Kulturpflanzen zu finden.

Erst als die Chemiker Anfang des 19. Jahrhunderts Methoden zur Analyse von Stoffen weiter entwickelten, konnte hier ein bedeutender Fortschritt erzielt werden. Chemische Untersuchungen führten zu der Erkenntnis, daß in den Pflanzen Verbindungen der Elemente Phosphor, Kalium und Calcium enthalten sind. Diese Untersuchungsergebnisse veranlaßten im Jahre 1839 den Braunschweiger Professor Carl Sprengel zu der Feststellung, daß die sinkenden Ernteerträge ihre Ursache in der Erschöpfung des Bodens an Verbindungen dieser Elemente haben. Sprengel schlug auch vor, dem Boden bestimmte Salze zuzuführen, um eine Ertragssteigerung zu erreichen. Seine Hinweise fanden aber wegen der noch vorherrschenden falschen Auffassungen über die Ernährung der Pflanzen keine große Beachtung.

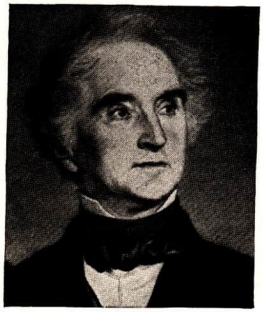


Abb. 92 Justus von Liebig

Die Arbeiten des deutschen Chemikers Justus von Liebig (Abb. 92) führten erst dazu, daß die Düngung auf der Grundlage neuer Erkenntnisse durchgeführt wurde.

JUSTUS VON LIEBIG wurde im Jahre 1803 in Darmstadt geboren. Angeregt durch die Arbeit seines Vaters, der ein Farben- und Drogeriegeschäft leitete, interessierte er sich schon als Kind für die Chemie. 1820 nahm er das Studium der Chemie an der Universität Bonn auf. Wie viele Studenten zu dieser Zeit beteiligte er sich an patriotischen Studentenbewegungen und mußte 1822 vor der Polizei des preußischen Staates nach Hessen flüchten. Nach Beendigung seines Studiums in Paris wurde er 1824 Professor für Chemie an der Universität Gießen, später arbeitete er in München.

Er erkannte die große Bedeutung der praktischen Tätigkeit für die Ausbildung von Chemikern und richtete nach beharrlichen Auseinandersetzungen mit den damaligen Behörden das erste deutsche Laboratorium ein, in dem sich die Studenten durch das Experimentieren gründliche Kenntnisse erwerben konnten. Seine Grundsätze über das Chemiestudium werden noch heute an allen Universitäten der Welt berücksichtigt.

LIEBIG arbeitete die Verfahren der Analyse weiter aus. Es gelang ihm, mit neuen Geräten und Arbeitsmethoden die für Analysen notwendige Zeit wesentlich zu verkürzen und dabei genauere Ergebnisse als zuvor zu erreichen. Das war für seine vielen Analysen der Pflanzen und des Bodens besonders wichtig. 1840 legte er in seinem Werk „Die organische Chemie in ihrer Anwendung auf Agrikultur und Physiologie" zusammenfassend seine Erkenntnisse über die Ernährung der Pflanzen mit Salzen dar.

LIEBIGS Lehre stieß bei vielen bedeutenden Chemikern der damaligen Zeit auf Ablehnung, aber genaue Forschungen und überzeugende Düngungsversuche bewiesen immer deutlicher die Richtigkeit und große praktische Bedeutung seiner Erkenntnisse. Im Kampf gegen falsche Ansichten bewährte sich seine Lehre, und er entwickelte sie dabei weiter. Er war zum Beispiel anfangs der Meinung, daß alle Pflanzen den Stickstoff aus der Luft aufnehmen. 1862 berichtigte er jedoch seine falsche Auffassung.

LIEBIG untersuchte auch die Abhängigkeit des Ernteertrages vom Nährstoffgehalt des Bodens. Er fand, daß die Höhe des Ertrages durch den Nährstoff bestimmt wird, der in geringster Menge im Boden enthalten ist.

Bei späteren Forschungen wurde jedoch die Einwirkung einer größeren Anzahl von Faktoren auf den Ertrag erkannt. Der Landwirtschaftswissenschaftler Nationalpreisträger EILHARD ALFRED MITSCHERLICH (1874—1956) führte eine große Anzahl von Versuchen durch, mit denen er erkannte, daß zwischen dem Pflanzenertrag und der Nährstoffversorgung sowie den übrigen Bedingungen für die Entwicklung der Pflanzen Zusammenhänge bestehen. Seine Arbeiten haben für die Landwirtschaft große praktische Bedeutung.

Schon die ersten Erkenntnisse LIEBIGS führten in der 2. Hälfte des 19. Jahrhunderts zur Aufnahme der Produktion von Düngemitteln. Die landwirtschaftlichen Nutzflächen wurden nun in steigendem Maße mit Nährstoffen versorgt, und die Hektarerträge erhöhten sich bis heute bei vielen landwirtschaftlichen Kulturen um mehr als das Doppelte. Aber die höchstmöglichen Erträge sind noch lange nicht erreicht. Unserer Landwirtschaft bieten sich noch sehr viele Möglichkeiten zur Ertragssteigerung. Unter ihnen kommt der Anwendung wissenschaftlicher Erkenntnisse und Methoden bei der Bodenbearbeitung und Düngung besondere Bedeutung zu.

Die Arbeiten des deutschen Chemikers JUSTUS VON LIEBIG führten zur Anwendung der Chemie im Ackerbau.

Dünger

Die Kulturpflanzen benötigen zu ihrem Wachstum mehrere chemische Elemente als Nährstoffe. Pflanzennährstoffe sind zum Beispiel Stickstoff, Phosphor, Kalium und Calcium. Sie werden bei den Arbeiten zur Herbst- und Frühjahrsbestellung dem Boden planmäßig mit den Düngern zugeführt. Der prozentuale Gehalt an Pflanzennährstoffen ist bei den einzelnen Düngern unterschiedlich. Er wird auf Grund der chemischen Zusammensetzung eines Düngers stöchiometrisch ermittelt und für Calcium, Kalium und Phosphor durch Oxyde, für Stickstoff durch das Element angegeben (Tabelle 23). Berechnungen des **Nährstoffgehaltes** werden wir in den nachfolgenden Abschnitten durchführen.

Tabelle 23. Angabe des Nährstoffgehaltes

Nährstoff	Angabe des Nährstoffgehaltes	
Calcium	Calciumoxyd	CaO
Kalium	Kaliumoxyd	K_2O
Phosphor	Phosphor(V)-oxyd	P_2O_5
Stickstoff	Stickstoff	N

Die Dünger werden in **Wirtschafts-** und **Handelsdünger** eingeteilt. Wirtschaftsdünger, zu denen beispielsweise Stallmist und Jauche gehören, sind wertvolle Nebenprodukte der landwirtschaftlichen Betriebe. Die Handelsdünger werden dagegen in der chemischen Industrie hergestellt.

Nennen Sie einige Handelsdünger!

In den Wirtschaftsdüngern sind alle oben genannten Nährstoffe enthalten. Die Aufgabe der Wirtschaftsdünger besteht aber vor allem in der Versorgung des Bodens mit humusbildenden Substanzen. Die Handelsdünger sind eine wesentliche Ergänzung der Wirtschaftsdünger, da sie zum Beispiel höheren Nährstoffgehalt besitzen. Sie enthalten jedoch meist nur einen Nährstoff. Wir unterscheiden dementsprechend Kalk-, Kali-, Stickstoff- und Phosphatdüngemittel. Die chemische Industrie stellt daneben auch Düngemittel mit mehreren Nährstoffen her.

Kalkdüngemittel

1. Zusammensetzung. Das Element Calcium wird von den Pflanzen zum Aufbau von Zellwandbestandteilen und zur Regelung des Wasserhaushaltes benötigt. Von großer Bedeutung sind die Kalkdüngemittel für die Eigenschaften des Bodens. Die Kalkdüngung schafft daher wichtige Voraussetzungen, damit die Pflanzen die Nährstoffe des Bodens gut ausnutzen können.

Die Kalkdüngemittel führen dem Boden das Calcium in Form der Verbindungen Calciumoxyd, Calciumhydroxyd und Calciumcarbonat zu. Die meisten Kalkdüngemittel enthalten nur eine dieser Verbindungen. Aus Tabelle 24 entnehmen wir den prozentualen Anteil der Calciumverbindungen in einigen wichtigen Kalkdüngemitteln.

Tabelle 24. Prozentualer Anteil von Calciumverbindungen in Kalkdüngemitteln

Kalkdüngemittel	CaO	$Ca(OH)_2$	$CaCO_3$
Branntkalk	75 bis 90%	—	—
Löschkalk	—	70 bis 90%	—
Karbidkalkhydrat	—	50%	50%
Leunakalk	—	—	70%
Kohlensaurer Kalk	—	—	80%

Bei calciumhydroxydhaltigen Düngemitteln berechnen wir zunächst, wieviel Gramm Calciumoxyd 100 g Calciumhydroxyd entsprechen:

$$74\text{ g } Ca(OH)_2 \triangleq 56\text{ g CaO}$$
$$100\text{ g } Ca(OH)_2 \triangleq \text{ x g CaO}.$$

Aus der Proportion

$$74 : 56 = 100 : x$$

folgt, daß 100 g Calciumhydroxyd rund 75,6 g Calciumoxyd entsprechen.

Löschkalk zum Beispiel besteht im Mittel aus 80% Calciumhydroxyd. Berechnen Sie, wie hoch der Nährstoffgehalt ist!

Vergleichen wir diesen Wert mit dem Calciumoxydgehalt des Branntkalkes, so erkennen wir, daß mehr Löschkalk als Branntkalk gestreut werden muß, wenn die gleiche Wirkung erreicht werden soll.

Berechnen Sie den prozentualen Nährstoffgehalt in den anderen Kalkdüngemitteln!

2. Krümelstruktur. Die Kalkdüngung leistet einen wesentlichen Beitrag, die Krümelstruktur des Bodens zu erhalten oder zu erreichen.

Versuch 62: *Wir entnehmen einem trockenen, schweren Feinboden drei Proben zu je 100 g. Eine Probe wird mit 10 g Calciumcarbonat, eine zweite Probe mit 10 g Natriumcarbonat vermischt. Die dritte Probe erhält keinen Zusatz. Die Proben werden in je einem gleichen Standzylinder mit Wasser aufgeschlämmt. Vergleichen Sie das Klären der Aufschlämmungen!*

Bei Betrachtung von Feinboden unter dem Elektronenmikroskop erkennt man, daß er neben größeren viele kleinste Teilchen enthält, die einen Durchmesser von 0,000001 bis 0,0001 mm haben. Sie heißen **Bodenkolloide**. In einer Bodenaufschlämmung setzen sich die Bodenkolloide nicht ab. Sie werden auch beim Filtrieren durch Filterpapier nicht zurückgehalten. Genauere Untersuchungen haben ergeben, daß die Bodenkolloide vorwiegend negativ elektrisch geladen sind. Die Zahl der elektrischen Ladungen ist unterschiedlich.

In der Bodenaufschlämmung mit dem Zusatz von Calciumcarbonat sind unter anderem Bodenkolloide und Calciumionen enthalten. Infolge der unterschiedlichen elektrischen Ladungen beider Teilchen findet eine elektrostatische Anziehung statt. Dabei werden die Calciumionen von den Bodenkolloiden adsorbiert. Der Vorgang wird allgemein als **Ionenadsorption** bezeichnet. Da ein Calciumion zwei positive elek-

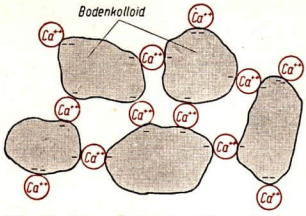


Abb. 93 Schematische Darstellung der Verbindung von Bodenkolloiden durch Calciumionen

trische Ladungen besitzt, kann es von zwei Bodenkolloiden zugleich adsorbiert werden. Es bilden sich dann größere Teilchen (Abb. 93).

Die Vereinigung von Bodenkolloiden zu Krümeln erfolgt unter dieser Wirkung der Calciumionen im Zusammenhang mit der Bakterientätigkeit. Natriumionen wirken dagegen wegen ihrer einfach positiven Ladung nicht krümelbildend. Unter bestimmten Bedingungen zerteilen sie sogar die Bodenkrümel.

Erläutern Sie, weshalb sich im Versuch 62 die Bodenaufschlämmung mit dem Zusatz von Calciumcarbonat zum Feinboden schneller klärt als die mit dem Gehalt von Natriumcarbonat!

Calciumionen wirken auf die Bildung von Bodenkrümeln fördernd ein. Durch Kalkdüngung wird eine wesentliche Voraussetzung für die Krümelstruktur des Bodens geschaffen.

3. Bodenreaktion. Auf Grund der Bodenreaktion werden unter anderem Maßnahmen zur Anwendung von Kalkdüngemitteln festgelegt. Im folgenden Versuch bestimmen wir die Bodenreaktion mit einer einfachen, uns bereits bekannten Methode.

Versuch 63: *Von verschiedenen Bodenproben stellen wir Bodenauszüge her, indem je 10 g Boden in Bechergläser gegeben und mit 25 ml verdünnter Kaliumchloridlösung einige Minuten aufgeschlämmt werden. Die Kaliumchloridlösung erhalten wir, wenn 7,5 g Kaliumchlorid in 100 ml destilliertem Wasser gelöst werden. Nach dem Absetzen wird der Bodenauszug mit p_H-Papier geprüft und der p_H-Wert festgestellt (Abb. 94).*

In jedem **Bodenauszug**, den wir wegen seines Salzgehaltes mit dem Bodenwasser vergleichen können, sind neben anderen Bestandteilen Wasserstoff- und Hydroxylionen enthalten. Ihr prozentualer Anteil ist bei den einzelnen Böden oft verschieden. Wenn in unserem Bodenauszug mehr Wasserstoffionen als Hydroxylionen vorhanden sind, dann wird die Bodenreaktion dem sauren Bereich zugeordnet.

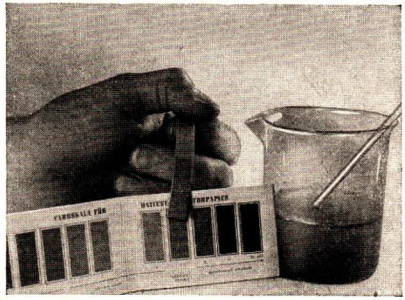


Abb. 94 Prüfung des pH-Wertes

Welche Bedingungen sind bei einer alkalischen Bodenreaktion gegeben?

Der **p_H-Wert** besagt, wie hoch die Konzentration der Wasserstoffionen im Bodenauszug ist.

In Abbildung 95 sind die Beziehungen zwischen Konzentration der Wasserstoff- und Hydroxylionen, p_H-Wert und Bezeichnung der Bodenreaktion, wie sie in der landwirtschaftlichen Praxis üblich ist, dargestellt.

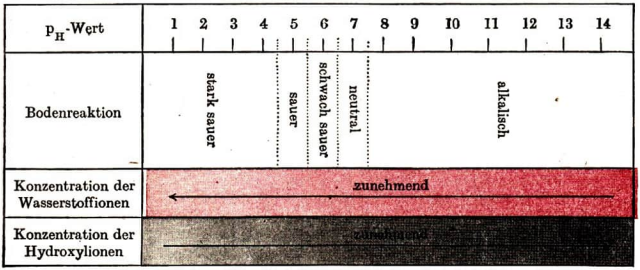


Abb. 95 Bodenreaktion

Die Bodenreaktion wird durch den p_H-Wert angegeben.

Die meisten unserer Kulturpflanzen bringen auf Böden mit neutraler bis schwach saurer Bodenreaktion die günstigsten Erträge. Dieser Zustand des Bodens bleibt jedoch nicht immer erhalten, denn die Bodenreaktion kann durch verschiedene Einflüsse saurer werden. Wir lernen nun einige dieser Einflüsse kennen.

Die Atmung der Bodenbakterien führt dem Boden ständig Kohlendioxyd zu, das sich mit Wasser zu Kohlensäure verbindet.

Stellen Sie für diesen Vorgang die chemische Gleichung auf!

Geringe Mengen Kohlensäure gelangen auch mit den Niederschlägen und den Ausscheidungen von Pflanzenwurzeln in den Boden. Kohlendioxyd und Kohlensäure wirken auf basische Bestandteile des Bodens, wie zum Beispiel Calciumionen, lösend.

Versuch 64: *Wir stellen einen Niederschlag von Calciumcarbonat dar und setzen Selterswasser hinzu.*
Was beobachten Sie?

Calciumcarbonat wird in das gut lösliche Calciumhydrogencarbonat umgewandelt:

$$CaCO_3 + 2\,H^+ + CO_3^{--} \rightarrow Ca^{++} + 2\,HCO_3^- .$$

Im Boden können durch diesen Vorgang Wasserstoffionen gebunden werden. Sie gelangen dann mit dem Calciumhydrogencarbonat in tiefere Bodenschichten. Dadurch nimmt aber der Gehalt der oberen Bodenschichten an Calciumcarbonat ab.

Welche Auswirkungen ergeben sich daraus für die Bodenreaktion?

Bei Kalkmangel wird die Bodenreaktion auch saurer durch Bakterien, die bei der

Zersetzung von pflanzlichen und tierischen Stoffen Schwefelwasserstoff und Humussäuren erzeugen. Ferner wirken einige Düngemittel sauer.

Mit den Ernten werden dem Boden jährlich beachtliche Mengen an Calcium entzogen. Dadurch wird die Versauerung des Bodens ebenfalls gefördert.

Saure Bodenreaktion tritt bei Kalkmangel auf.

4. Anwendung und Wirkung. Bei der Anwendung von Kalkdüngemitteln wird zwischen **Erhaltungs-** und **Gesundungskalkung** unterschieden. Durch die Erhaltungskalkung wird der jährliche Kalkverlust des Bodens ausgeglichen. Es werden dabei so viel Kalkdüngemittel verwendet, daß dem Boden 300 bis 500 kg/ha Calciumoxyd zugeführt werden.

Wieviel Leunakalk muß gestreut werden, damit dem Boden diese Nährstoffmenge zugeführt wird?

Die Gesundungskalkung hat die Aufgabe, stark saure Böden zu einer schwach sauren bis neutralen Bodenreaktion zu führen. Hierbei sind im allgemeinen größere Kalkmengen erforderlich, die sich nach den Eigenschaften des betreffenden Bodens richten. Bei der Gesundungskalkung ist auch zu beachten, daß die Kalkmenge über längere Zeit verteilt gestreut wird, damit sich die Bodenreaktion allmählich ändert.

Aus der Bodenreaktion erkennt man, ob einem Boden Kalkdüngemittel zugeführt werden müssen. Die Kalkdüngung erfolgt im allgemeinen bei neutraler bis stark saurer Bodenreaktion.

Begründen Sie diesen Zusammenhang!

Auch aus dem Gehalt des Bodens an Calciumcarbonat kann auf die Notwendigkeit der Kalkdüngung geschlossen werden.

Versuch 65: *Wir geben verschiedene Bodenproben auf Uhrgläschen. Danach wird verdünnte Salzsäure zugesetzt.*
Beachten Sie die Stärke der Gasentwicklung!

Bei der Einwirkung von Salzsäure auf Calciumcarbonat entsteht Kohlendioxyd. Diese Reaktion zeigt an, daß im Boden Calciumcarbonat enthalten ist. Bleibt die Gasentwicklung aus, so liegt die Vermutung nahe, daß auf dem betreffenden Boden Kalkdünger zu streuen sind.

Genaue Angaben über den Kalkbedarf eines Bodens lassen sich jedoch nur durch Bodenuntersuchungen in wissenschaftlichen Instituten ermitteln. Dabei werden die Eigenschaften des Bodens berücksichtigt. Die Ergebnisse der Untersuchungen werden in **Nährstoffkarten** eingetragen. Sie sind in den landwirtschaftlichen Betrieben eine wichtige Unterlage für die Anwendung der Kalkdüngemittel.

Wenn wir die Abbildungen 96 und 97 miteinander vergleichen, so erkennen wir, wie wichtig die Kalkdüngung auf der Grundlage der wissenschaftlichen Bodenuntersuchung für den Maisertrag ist.

Welche Auswirkungen ergeben sich daraus für die Viehhaltung?

Auch Kalkdüngemittel, die Calciumoxyd oder Calciumhydroxyd enthalten, entfernen aus dem Boden Wasserstoffionen. Im Boden kann zum Beispiel unter bestimmten Bedingungen Schwefelsäure auftreten. Wenn diesem Boden Branntkalk zugesetzt wird, so läuft folgende Reaktion ab:

$$CaO + 2\,H^+ + SO_4^{--} \rightarrow Ca^{++} + SO_4^{--} + H_2O\,.$$

Bei diesem Vorgang verbinden sich Wasserstoffionen mit Sauerstoff zu Wasser und es tritt demzufolge Neutralisation der Säure ein.

Erläutern Sie, wie Karbidkalkhydrat auf einen Boden, der Kohlensäure enthält, neutralisierend wirkt!

Calciumoxyd und Calciumhydroxyd reagieren auch mit dem Kohlendioxyd des Bodens, das dadurch entfernt wird. Es kann sich dann keine Kohlensäure bilden.

Stellen Sie für die Bindung von Kohlendioxyd durch Kalkdüngemittel die chemischen Gleichungen auf!

Branntkalk und calciumhydroxydhaltige Kalkdünger wirken auf den Boden schneller neutralisierend ein als calciumcarbonathaltige. Branntkalk reagiert ferner mit dem Bodenwasser unter Bildung von Calciumhydroxyd. Die Dissoziation des Calciumhydroxyds führt dem Boden Hydroxylionen zu. Die Bodenreaktion kann daher bei übermäßigen Gaben von Branntkalk und Calciumhydroxyd verhältnismäßig schnell alkalisch werden.



Abb. 96 Maisfeld nach Kalkdüngung ohne Berücksichtigung der Ergebnisse der wissenschaftlichen Bodenuntersuchung



Abb. 97 Maisfeld nach Kalkdüngung unter Berücksichtigung der Ergebnisse der wissenschaftlichen Bodenuntersuchung

Die alkalische Bodenreaktion ist dem Wachstum einer Reihe von Kulturpflanzen nicht zuträglich und wirkt sich ertragsmindernd aus. Der Einfluß der alkalischen Bodenreaktion auf den Ernteertrag ist bei den einzelnen Böden verschieden. Er besteht im wesentlichen darin, daß die für den Boden besonders wichtigen Bakterien im alkalischen Reaktionsbereich keine günstigen Lebensbedingungen antreffen, die Zersetzung organischer Stoffe zu schnell verläuft, und einige Pflanzennährstoffe, wie zum Beispiel Phosphor, den Pflanzen weniger zugänglich werden. In diesem Reaktionsbereich treten bei vielen Pflanzen auch Krankheiten auf.

Die übermäßige Zufuhr von Kalkdüngemitteln in den Boden bezeichnet man als **Überkalkung.** Sie ist nur schwer zu beseitigen und ist daher unbedingt zu vermeiden.

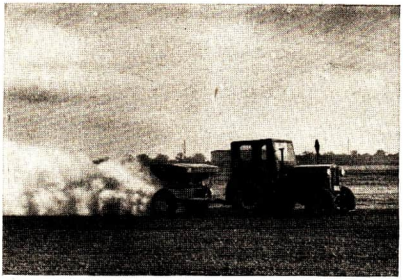


Abb. 98 Kalkdüngerstreuer

Der Überkalkung wird vorgebeugt, wenn unter anderem die Ergebnisse der chemischen Bodenuntersuchungen und die Ansprüche der Pflanzen an die Bodenreaktion genau beachtet werden.

Kohlensaurer Kalk und Leunakalk verringern die Gefahr der Überkalkung. Die Menge und Anwendung calciumcarbonathaltiger Kalkdünger ist aber auch von der Bodenart abhängig. Auf schweren Böden zum Beispiel, die viele Calciumionen für die Krümelbildung benötigen, werden auch verstärkt Branntkalk oder Calciumhydroxyd angewendet.

Kalkdüngemittel dürfen nur in feingemahlenem Zustand gestreut werden. Ihre Verteilung auf den Boden muß möglichst gleichmäßig erfolgen. Kalkdüngerstreuer sind dafür am besten geeignet (Abb. 98).

Was ist die Folge einer ungleichmäßigen Verteilung von Kalkdüngern?

Überkalkung des Bodens muß vermieden werden.

Die Kalkdüngemittel werden oft im Herbst gestreut, da sie meist längere Zeit für die gewünschten Wirkungen benötigen. Branntkalk und calciumhydroxydhaltige Dünger sind nach dem Streuen bald in den Boden zu bringen. Sonst verschmieren sie ihn bei Wassereinwirkung und verbinden sich bereits mit dem Kohlendioxyd der Luft.

Durch die Kalkdüngung wird vor allem dafür gesorgt, daß die Krümelstruktur und eine für die Pflanzen günstige Bodenreaktion erhalten bleiben oder erreicht werden.

Kalidüngemittel

1. Zusammensetzung. Das Element Kalium ist ein wichtiger Nährstoff unserer Kulturpflanzen. Es wird dem Boden mit den Kalidüngemitteln zugeführt, die neben anderen Bestandteilen Kaliumchlorid und Kaliumsulfat enthalten. Nach ihrem Gehalt an Kaliumverbindungen werden die Kalidüngemittel in **Rohsalze** und **konzentrierte Salze** eingeteilt. Die Rohsalze bestehen bis zu höchstens 30% aus Kaliumverbindungen und zu etwa 70% aus Natriumchlorid und anderen Salzen. Konzentrierte Kalisalze enthalten dagegen meist über 50% Kaliumverbindungen. Der prozentuale Gehalt an den häufigsten Bestandteilen ist für einige Kalidüngemittel aus Tabelle 25 ersichtlich.

Tabelle 25. Wichtige Bestandteile einiger Kalidüngemittel

Kalidüngemittel	KCl	K_2SO_4	$MgSO_4$	NaCl	$CaSO_4$
Sylvinit	28%	—	—	56%	—
40er Kalidüngesalz	65%	—	1%	24%	6%
Schwefelsaures Kali	4%	89%	4%	—	1%
Emgekali	52%	—	17%	20%	3%
Reform-Kali	21%	27%	30%	1%	10%

Der Prozentsatz an Kaliumverbindungen wird zur Angabe des Nährstoffgehaltes auf Kaliumoxyd umgerechnet. Bei der Umrechnung muß beachtet werden, daß in einem Mol Kaliumchlorid ein Grammatom, in einem Mol Kaliumoxyd dagegen zwei Grammatome Kalium enthalten sind. Ein Mol Kaliumoxyd (94 g) ist daher mit 2 Mol Kaliumchlorid (148 g) zu vergleichen:

$$148 \text{ g KCl} \triangleq 94 \text{ g } K_2O$$
$$100 \text{ g KCl} \triangleq x \text{ g } K_2O.$$

Aus der entsprechenden Proportion folgt:

$$x = \frac{100 \cdot 94}{148}.$$

100 g Kaliumchlorid haben demnach einen Nährstoffgehalt von rund 63 g Kaliumoxyd.

Berechnen Sie den Nährstoffgehalt der in Tabelle 25 erfaßten Kalidüngemittel!

2. Festlegung der Kaliumionen und Ionenumtausch. Kaliumchlorid und Kaliumsulfat sind leicht lösliche Salze. Die Kaliumionen können jedoch im Boden infolge Ionenadsorption festgehalten werden. Dabei ist unter anderem die Menge der Bodenkolloide maßgebend, die aber in den Bodenarten unterschiedlich ist. So enthalten schwere Böden mehr Bodenkolloide als leichte Böden. Die Adsorption von Kaliumionen ist, wie auch die anderer Ionen, noch von weiteren Bedingungen abhängig.

Zu ihnen gehört die Anzahl der elektrischen Ladungen, die ein Kation besitzt. So können Ionen mit zweifach positiver Ladung besser adsorbiert werden als einfach positiv geladene.

Auch Kationen gleich großer Ladung haben verschieden große Adsorptionsmöglichkeiten. Die Elemente Natrium und Kalium zum Beispiel gehören zur I. Hauptgruppe des Periodensystems. Die Adsorptionsmöglichkeit von Ionen dieser Elemente nimmt mit steigender Ordnungszahl zu. Die Kaliumionen können daher aus einer Lösung, die auch Natriumionen enthält, zuerst adsorbiert werden.

Aus der II. Hauptgruppe sind im Boden vor allem die Ionen der Elemente Magnesium, Calcium und Barium enthalten. Diese Erdalkalimetalle werden ebenfalls mit steigender Ordnungszahl stärker von den Bodenkolloiden adsorbiert.

Das Wasserstoffion nimmt unter allen betrachteten Ionen eine Ausnahmestellung ein. Seine Adsorptionsmöglichkeit ist am größten.

In Abbildung 99 sind die hier betrachteten Kationen nach der Stärke der Adsorptionsmöglichkeit geordnet.

Begründen Sie die dort angegebene Reihenfolge!



Abb. 99 Adsorptionsmöglichkeit von Kationen

Da die Kationen verschieden stark adsorbiert werden, können sie sich auch gegenseitig von den Bodenkolloiden verdrängen. Wenn zum Beispiel Kaliumionen adsorbiert wurden, und es gelangt dann Kalkdünger in den Boden, so gehen der unterschiedlichen elektrischen Ladung entsprechend für ein adsorbiertes Calciumion zwei Kaliumionen in Lösung (Abb. 100). Dieser Vorgang wird **Ionenumtausch** genannt. Durch ihn stehen den Pflanzen im Boden festgelegte Nährstoffe wieder in aufnehmbarer Form zur Verfügung.

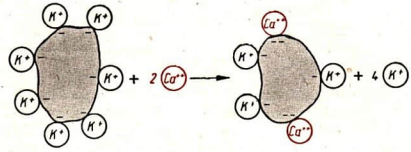


Abb. 100 Schematische Darstellung der Verdrängung von Kaliumionen durch Calciumionen

Der Ionenumtausch ist auch von der Konzentration der im Bodenwasser enthaltenen Kationen abhängig. Dadurch ist es möglich, daß Kaliumionen zum Beispiel auch Calciumionen umtauschen können, wenn einem neutralen Boden Kalidüngemittel zugeführt werden. Die Konzentration der Kaliumionen im Bodenwasser ist dann größer als die der Calciumionen. Infolge der Adsorption von Kaliumionen gehen dann Calciumionen in Lösung. Wenn nun ein kaliumchloridhaltiges Düngemittel angewendet wurde, dann werden sie zusammen mit den Chloridionen in tiefere Bodenschichten ausgewaschen. In Abbildung 101 sind dieser Ionenumtausch und die Auswaschung der nicht adsorbierten Ionen schematisch dargestellt.

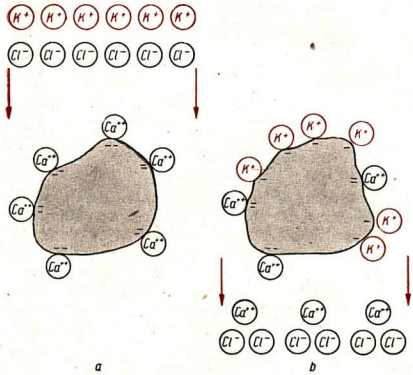


Abb. 101 Schematische Darstellung der Verdrängung von Calciumionen durch Kaliumionen mit nachfolgender Auswaschung

Beim Ionenumtausch gehen von den Bodenteilchen Kationen in Lösung, während andere Kationen adsorbiert werden. Bei diesem Vorgang sind die Adsorptionsmöglichkeit der Kationen und ihre Konzentration im Bodenwasser von Bedeutung.

3. Anwendung. Bei der Kalidüngung müssen mehrere Faktoren berücksichtigt werden, wenn höhere Erträge erzielt und die Produkte eine bessere Qualität erreichen sollen. Einige dieser Faktoren lernen wir jetzt kennen.

In einem Boden mit saurer Reaktion gehen bei hoher Konzentration von Kaliumionen durch Ionenumtausch Wasserstoffionen in Lösung.

Welche Säuren können bei Anwendung von Reformkali auftreten?

Auf sauren Böden kann daher bei Kalidüngung ein Ertragsrückgang durch die höhere Konzentration an Wasserstoffionen im Bodenwasser eintreten. Vor Durchführung der Kalidüngung muß deshalb die Bodenreaktion bekannt sein. Bei saurer Bodenreaktion sind durch Kalkdüngung günstigste Voraussetzungen für die bestmögliche Wirkung der Kalidüngemittel zu schaffen.

Der Gehalt des Bodens an Bodenkolloiden ist bei Anwendung von Kalidüngemitteln außerordentlich wichtig. Auf leichten Böden zum Beispiel werden die Kaliumionen nur in geringen Mengen adsorbiert. Kalidüngemittel finden deshalb dort als **Kopfdünger** Anwendung. In schweren Böden werden dagegen die Kaliumionen stark festgelegt. Die Kaliumdüngemittel dienen daher dort als **Krumendünger.** Wenn schwere Böden nicht mit Kalium gesättigt sind, so können nach Kalidüngung die erwarteten Ertragssteigerungen ausbleiben. Durch die Kalkdüngung kommt dann erst das Kalium zur Wirkung.

Geben Sie dafür eine Begründung!

Die Zusammensetzung der Kalidüngemittel ist ebenfalls zu beachten. Dabei muß dem Chlorgehalt besondere Aufmerksamkeit geschenkt werden.

Welche Kalidüngemittel haben einen besonders hohen Chlorgehalt?

Einige Kulturpflanzen, wie Kartoffeln, Ölfrüchte und Tabak, bringen bei verhältnismäßig hohem Chlorgehalt des Bodens nicht die gewünschten Erträge. Unter diesen Bedingungen wird zum Beispiel die Qualität der Kartoffeln gemindert, weil dann ihr Stärkegehalt niedriger liegt. Für diese Kulturpflanzen sind daher besonders Kalidüngemittel mit hohem Nährstoffgehalt anzuwenden.

Bei chlorhaltigen Düngemitteln ist die Krumendüngung angebracht, damit die Chloridionen rechtzeitig ausgewaschen werden. Kalidüngemittel mit einem hohen Gehalt an Natriumchlorid sind nicht für alle Bodenarten geeignet. Sylvinit zum Beispiel kann auf leichten Böden erfolgreich angewendet werden, da der größte Teil des Natriumchlorids leicht ausgewaschen wird, und verbleibende Natriumionen auf den Boden vorteilhaft einwirken können. Auf schweren Böden sollen dagegen keine Rohsalze Anwendung finden. Bei hoher Konzentration von Natriumionen im Bodenwasser gehen infolge Ionenumtausch Calciumionen in Lösung, und die Bodenkrümel werden zerstört.

Als ein staubfein gemahlenes Rohsalz kommt **Hederichkainit** in den Handel. Er dient zur Bekämpfung von breitblättrigen Ackerunkräutern, wie Hederich und Ackersenf. Hederichkainit wird auf die regennasse oder taufeuchte Pflanze gestreut. Durch Plasmolyse werden dann die Pflanzenzellen zerstört.

Bei welchen Kulturen darf Hederichkainit nicht als Unkrautbekämpfungsmittel verwendet werden?

Stickstoffdüngemittel

1. Zusammensetzung. Die Kulturpflanzen haben einen erheblichen Bedarf an Stickstoff. Er wird von den meisten Pflanzen in Form von Stickstoffverbindungen aus dem Boden aufgenommen.

In den am meisten verwendeten Stickstoffdüngemitteln ist der Stickstoff im Ammonium- und Nitration enthalten. Im Kalkstickstoff trifft man ihn zusammen mit den Elementen Calcium und Kohlenstoff an.

Die chemische Zusammensetzung einiger Stickstoffdüngemittel ist in Tabelle 26 angegeben.

Tabelle 26. Zusammensetzung von Stickstoffdüngemitteln

Stickstoffdüngemittel	Zusammensetzung
Ammonsulfat	100% Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$
Natronsalpeter	100% Natriumnitrat $NaNO_3$
Kalkammonsalpeter	60% Ammoniumnitrat NH_4NO_3 35% Calciumcarbonat $CaCO_3$ 5% andere Bestandteile
Kalkstickstoff	62% Calciumcyanamid $CaCN_2$ 17% Calciumoxyd CaO 12% Kohlenstoff C 9% andere Bestandteile

Wir berechnen den Nährstoffgehalt von Ammonsulfat. Es besteht zu 100% aus Ammoniumsulfat. In einem Mol Ammoniumsulfat (132 g) sind zwei Grammatome Stickstoff (28 g) enthalten. Daher ergeben sich für die Berechnung des Nährstoffgehaltes folgende Überlegungen:

$$132 \text{ g } (NH_4)_2SO_4 \triangleq 28 \text{ g N}$$
$$100 \text{ g } (NH_4)_2SO_4 \triangleq \text{ x g N.}$$

Danach ist

$$x = \frac{100 \cdot 28}{132}.$$

100 g Ammonsulfat haben einen Nährstoffgehalt von etwa 21 g Stickstoff.

Berechnen Sie den Nährstoffgehalt (Stickstoff, Calciumoxyd) der anderen in Tabelle 26 erfaßten Stickstoffdüngemittel!

2. Anwendung. Das Ammoniumion besitzt eine positive elektrische Ladung und wird wie andere Kationen von den Bodenkolloiden adsorbiert. Durch Bakterientätigkeit werden aber Ammoniumionen in Nitrationen umgewandelt. Die Adsorption von Nitrationen durch negativ elektrische geladene Bodenkolloide ist aber nicht möglich. Nitrationen werden daher verhältnismäßig schnell ausgewaschen. Dieser Vorgang ist bei Anwendung der nitrathaltigen Düngemittel, die sämtlich im Bodenwasser leicht löslich sind, besonders zu beachten.

Da der Nährstoff Stickstoff nur verhältnismäßig kurze Zeit im Boden festgehalten wird, sind in den Nährstoffkarten Angaben über den Stickstoffbedarf der Böden nicht

notwendig. Besonders die Anwendung von Stickstoffdüngemitteln ist sehr stark von weiteren Faktoren abhängig.

Die Verträglichkeit der Pflanze gegenüber Stickstoff zum Beispiel muß genau beachtet werden. Ein zu großer Gehalt des Bodens an Stickstoff führt bei Getreide zu einem außerordentlich schnellen Wachstum der Blätter und Stengel, wobei zugleich die Standfestigkeit und Widerstandskraft gegenüber Erkrankungen abnehmen. Kartoffelknollen enthalten bei übermäßiger Stickstoffdüngung weniger Stärke als bei normaler Versorgung. Die Überdüngung mit Stickstoff muß deshalb vermieden werden. Hohe Stickstoffgaben werden deshalb besonders bei Getreide dem Boden geteilt zugeführt.



Abb. 102 Anwendung von Düngerstreuern zur Kopfdüngung

Die Kopfdüngung (Abb. 102) ist daher bei der Stickstoffdüngung oft besonders notwendig. Als Kopfdünger stehen den landwirtschaftlichen Betrieben vor allem die nitrathaltigen Düngemittel zur Verfügung.

Welche gehören dazu? Erläutern Sie, weshalb sie als Kopfdünger geeignet sind!

Nitrathaltige Düngemittel können als Kopfdünger verwendet werden.

Ammonsulfat wird dagegen vor allem als Krumendünger kurz vor der Aussaat verwendet. Auch andere ammoniumhaltige Düngemittel sind dazu geeignet. Diese Düngemittel wirken im Boden langsamer und nachhaltiger als reine Nitratdünger.

Bei der Anwendung der Stickstoffdüngemittel ist ihr Einfluß auf die Bodenreaktion zu berücksichtigen.

Versuch 66: *Eine Spatelspitze Ammonsulfat und Natronsalpeter werden in je ein Reagenzglas gegeben und in Wasser aufgelöst. Die Lösungen prüfen wir mit rotem und blauem Lackmuspapier oder p_H-Papier.*
Was stellen Sie fest?

Die Ammonsulfatlösung wirkt infolge Hydrolyse sauer:

$$2\,H^+ + 2\,OH^- + 2\,NH_4^+ + SO_4^{--} \rightarrow 2\,NH_4OH + 2\,H^+ + SO_4^{--}.$$

Natriumnitrat hydrolysiert dagegen nicht.

Begründen Sie diese Eigenschaft!

Bei Ammonsulfatdüngung bewirken auch noch andere Vorgänge, daß die Bodenreaktion sauer wird. Von Bedeutung sind dabei Bodenbakterien, die bei Anwesenheit von Sauerstoff das Ammoniumion zum Nitration umsetzen. Es entstehen Wasserstoffionen, die nach Aufnahme der Nitrationen durch die Pflanze im Boden verbleiben.

Die saure Wirkung von Ammonsulfat ist auf schwach sauren und sauren Böden immer unerwünscht. Auf alkalischen Böden wirkt sich eine Düngung mit Ammonsulfat neutralisierend aus. Ferner kann durch Ammonsulfat der Übergang von der neutralen zur schwach sauren Bodenreaktion erreicht werden, die für einige Kulturpflanzen, zum Beispiel Roggen und Kartoffeln, günstig ist.

Wenn bei Anwendung von Ammonsulfat keine Veränderung der Bodenreaktion zum sauren Bereich hin erfolgen soll, muß auf einen entsprechenden Kalkzustand des Bodens geachtet werden. Versuche haben ergeben, daß zur Neutralisation der sauren Wirkung von 100 kg Ammonsulfat etwa 75 kg Calciumcarbonat erforderlich sind.

Ammonsulfat wirkt im Boden sauer. Ammonsulfatdüngung setzt daher meist alkalische oder neutrale bis schwach saure Bodenreaktion und Kalkgaben voraus.

Natronsalpeter verändert die Bodenreaktion zum alkalischen Bereich. Ursache dafür ist die Anreicherung des Bodens mit Natriumionen, die nach Aufnahme der Nitrationen durch die Pflanzenwurzeln zurückbleiben. Zusammen mit Carbonationen kommt es dann zu einer alkalischen Reaktion.

Erklären Sie diese Wirkung!

Kalkstickstoff wirkt infolge seines Gehaltes an Calciumoxyd ebenfalls alkalisch. Bei Bodenreaktionen mit p_H-Werten unter 6,5 muß jedoch auch hier die Versorgung des Bodens mit Kalk beachtet werden, um dieses Stickstoffdüngemittel voll ertragssteigernd auszunutzen (Abb. 103).

Kalkammonsalpeter übt auf die Bodenreaktion kaum einen Einfluß aus.

Wie erklären Sie sich diese Eigenschaft?

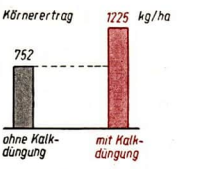
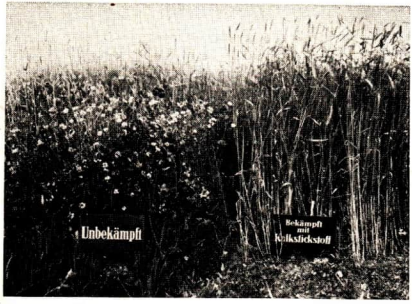


Abb. 103 Ertragssteigernde Wirkung einer Kalk-Kalkstickstoffdüngung bei p_H-Werten unter 6,5

Natronsalpeter und Kalkstickstoff sind alkalisch wirkende Stickstoffdüngemittel. Kalkammonsalpeter beeinflußt die Bodenreaktion nicht.



Kalkstickstoff nimmt unter den genannten Stickstoffdüngemitteln eine besondere Stellung ein. Der in ihm enthaltene Stickstoff steht den Pflanzen erst dann zur Verfügung, wenn durch Bakterien die Umwandlung zum Ammoniumion erfolgt ist. Dabei treten vorübergehend für die Pflanzen giftige Verbindun-

Abb. 104 Wirkung von Kalkstickstoff auf Unkraut

gen auf. Kalkstickstoff dient deshalb auch zur Unkrautbekämpfung (Abb. 104). Er ist aber einige Wochen vor der Aussaat oder nach einer genügenden Entwicklung der Getreidekulturen zu streuen. Es werden dann bei den Kulturpflanzen Schädigungen weitgehend vermieden.

Bei der Düngung mit Kalkstickstoff sind besondere Arbeitsschutzbestimmungen zu beachten. Er wirkt auf die Haut ätzend und im menschlichen Körper giftig. Diese Schädigungen müssen, zum Beispiel durch Tragen einer Schutzbrille und eines Schutzanzuges, verhindert werden.

Vorsicht! Kalkstickstoff wirkt auf die Haut ätzend und im menschlichen Körper giftig.

Phosphatdüngemittel

1. Zusammensetzung. Phosphatdüngemittel enthalten den Pflanzennährstoff Phosphor, der hier in Phosphaten chemisch gebunden vorliegt. Er ist besonders für die Entwicklung der Blüten und der Früchte notwendig. Phosphatdüngung hat daher auf die Qualität der Ernten großen Einfluß. Die Phosphatdüngemittel wirken ferner auf den Boden strukturverbessernd, da sie die Bakterientätigkeit fördern können.

Wir haben bereits wichtige Phosphatdüngemittel unserer Republik kennengelernt und wollen uns nun einen Überblick über ihren Nährstoffgehalt verschaffen. In Tabelle 27 ist der prozentuale Anteil der wichtigsten Bestandteile von Superphosphat und Mg-Phosphat angegeben.

Tabelle 27. Zusammensetzung von Superphosphat und Mg-Phosphat

Phosphatdüngemittel	Zusammensetzung
Superphosphat	45% Calciumdihydrogenphosphat $Ca(H_2PO_4)_2$ 50% Calciumsulfat $CaSO_4$
Mg-Phosphat	37% Trimagnesiumphosphat $Mg_3(PO_4)_2$ 43% Calciumsulfat $CaSO_4$

Berechnen Sie den Nährstoffgehalt von Superphosphat und Mg-Phosphat!

Alkalisinterphosphat hat einen Nährstoffgehalt von 20 bis 26% P_2O_5, der von **Thomasphosphat** liegt zwischen 12 und 19% P_2O_5. Beide Phosphatdüngemittel enthalten ferner Calciumverbindungen. Der Nährstoffgehalt an Calciumoxyd beträgt im Alkalisinterphosphat 40%, im Thomasphosphat 40 bis 45% CaO.

2. Anwendung. Phosphatdüngemittel werden, wie wir es auch bei den anderen Düngemitteln erkannt haben, nur dann richtig angewendet, wenn viele Zusammenhänge Berücksichtigung finden.

Die Löslichkeit der Phosphatdüngemittel ist für ihre Anwendung wichtig, weil die Pflanzen den Nährstoff Phosphor als Phosphationen aufnehmen.

Versuch 67: *Wir geben in je ein Reagenzglas eine Spatelspitze Superphosphat und Mg-Phosphat. Nach dem Zusatz von Wasser wird die Probe auf Phosphationen durchgeführt.*
Vergleichen Sie beide Versuchsergebnisse!

Superphosphat dient wegen seiner guten Löslichkeit in Wasser auch als Kopfdünger. Die anderen Phosphatdüngemittel müssen im Boden erst durch Säuren aufgeschlossen werden, die zum Beispiel Pflanzenwurzeln ausscheiden. Die wasserunlöslichen Phosphatdüngemittel sind deshalb ausschließlich Krumendünger. Sie werden aus den Bodenschichten, in die sie eingelagert wurden, durch die Niederschläge nicht ausgewaschen. Aber auch die im Superphosphat enthaltenen Phosphationen werden im Boden festgelegt.

Versuch 68: *Calciumdihydrogenphosphatlösung wird in ein Reagenzglas gegeben und mit einigen Tropfen Kalkwasser versetzt.*
Was beobachten Sie?

Bei der Reaktion von Calciumdihydrogenphosphat mit Kalkwasser bildet sich zunächst Calciumhydrogenphosphat $CaHPO_4$, das sich dann mit weiteren Calciumionen zu Tricalciumphosphat umsetzt:

$$Ca(H_2PO_4)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2\,CaHPO_4 + 2\,H_2O$$
$$2\,CaHPO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 2\,H_2O\,.$$

Die Phosphationen werden im Boden in wasserunlöslichen Phosphaten festgelegt.

Den Pflanzen stehen Posphationen längere Zeit zur Verfügung, wenn bei der Krumendüngung Granulate (Abb. 105) verwendet werden. Granuliertes Superphosphat wird in den Boden eingearbeitet.

Bei Auflösen eines Granulats entsteht in seiner Umgebung eine verhältnismäßig hohe Konzentration an Phosphationen. Die Festlegung einer großen Anzahl Phosphationen beansprucht mehr Zeit als die einer kleineren Menge. Die Pflanzen können daher bei Granulatdüngung den Nährstoff Phosphor länger in bereits gelöster Form aufnehmen als beim Streuen einer gleichen Menge feinen Superphosphats. Die Anwendung der Granulatdüngung bedeutet eine Ersparnis an Superphosphat bei gleicher ertragsteigernder Wirkung.

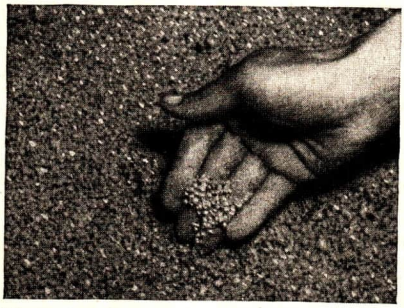


Abb. 105 Granuliertes Superphosphat

Die Superphosphatdün-

gung setzt einen geregelten Kalkzustand des Bodens voraus. In stark sauren Böden sind im Bodenwasser zum Beispiel dreiwertige Eisen- und Aluminiumionen enthalten, die mit Phosphationen schwer lösliche Salze bilden. Hier muß vor der Superphosphatdüngung die Gesundungskalkung durchgeführt werden. Die Zusammenhänge zwischen Kalkdüngung, Superphosphatdüngung und Ertragssteigerung auf sauren Böden gehen auch aus den Ergebnissen von entsprechenden Düngeversuchen in Gefäßen hervor (Abb. 106).



Abb. 106 Ertragsteigernde Wirkung einer Superphosphat-Kalkdüngung bei Gefäßversuchen

Der Nährstoffgehalt von Superphosphat wird auf neutralen und schwach sauren Böden am besten ausgenutzt.

Die in Phosphatdüngemitteln enthaltenen Nebenbestandteile sind für die Anwendung ebenfalls wichtig.

Versuch 69: *In einem Reagenzglas wird eine Spatelspitze Thomasphosphat mit einigen Millilitern Wasser geschüttelt.*
Wir prüfen die entstandene Lösung mit rotem Lackmuspapier.

Thomasphosphat wirkt infolge seines verhältnismäßig hohen Kalkgehaltes alkalisch. Auf alkalischen Böden ist die Anwendung von Thomasphosphat nicht zu empfehlen.

Geben Sie dafür eine Begründung!

Mg-Phosphat wird besonders auf Böden gestreut, die unter Magnesiummangel leiden. Der Gehalt des Bodens an Magnesium ist für die Bodenstruktur und die Entwicklung der Pflanzen von Bedeutung. So kommt zum Beispiel die Phosphatdüngung erst dann voll zur Wirkung, wenn im Boden genügend Magnesium enthalten ist.

Mehrnährstoffdünger und Düngermischungen

Die landwirtschaftlichen Nutzflächen werden bei der Düngung meist nicht nur mit einem Nährstoff versorgt. Die Düngung mit mehreren Nährstoffen kann erfolgen, indem die Düngemittel in zeitlichen Abständen einzeln gestreut werden. Es ist aber in bestimmten Fällen auch möglich, mit einer Düngung zugleich einige Nährstoffe dem Boden zuzuführen. Für diese Zwecke werden **Mehrnährstoffdünger** und **Düngermischungen** verwendet. Dadurch verringert sich der Arbeitsaufwand beim Düngen. Diese Dünger sind aber immer unter Berücksichtigung der Nährstoffverhältnisse des jeweiligen Bodens und des Nährstoffbedarfs der Kulturpflanzen anzuwenden.

Die Mehrnährstoffdünger werden der Landwirtschaft von der Industrie zur Verfügung gestellt. Sie enthalten die Nährstoffe in einem bestimmten mengenmäßigen Verhältnis. Mehrnährstoffdünger sind **Kaliammonsalpeter, Am-Sup-Ka**[1]), **Schlempekali-Phosphat** und **Nitrophoska.** In Tabelle 28 ist die chemische Zusammensetzung von Kaliammonsalpeter und Am-Sup-Ka angegeben.

[1]) Abkürzung für Ammoniak-Superphosphat-Kalidünger

Tabelle 28. Zusammensetzung von Kaliammonsalpeter und Am-Sup-Ka

Mehrnährstoffdünger	Zusammensetzung
Kaliammonsalpeter	55% Kaliumnitrat KNO_3
	28% Ammoniumchlorid NH_4Cl
	7% Kaliumchlorid KCl
	7% Calciumcarbonat $CaCO_3$
	2,5% Natriumchlorid NaCl
	0,5% Wasser H_2O
Am-Sup-Ka	46% Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$
	33% Kaliumchlorid KCl
	21% Calciumdihydrogenphosphat $Ca(H_2PO_4)_2$

Berechnen Sie den Nährstoffgehalt und das Verhältnis der Nährstoffe in Kaliammonsalpeter und Am-Sup-Ka!

Schlempekali-Phosphat hat einen Nährstoffgehalt von 18% Phosphor(V)-oxyd, 27% Calciumoxyd, 18% Kaliumoxyd sowie 13% Magnesiumoxyd. Der Nährstoffgehalt von Nitrophoska beträgt etwa 12% Stickstoff, 12% Phosphor(V)-oxyd und 21% Kaliumoxyd.

Kaliammonsalpeter kann infolge seines Gehaltes an Nitrationen als Kopfdünger verwendet werden. Die Anwendung von Am-Sup-Ka und Nitrophoska ist dagegen kurz vor der Aussaat angebracht.

Begründen Sie für Am-Sup-Ka diese Anwendungsmöglichkeit!

Die Düngermischungen werden in den landwirtschaftlichen Betrieben hergestellt. Dabei ist die Möglichkeit gegeben, die Zusammensetzung weitgehend an die Bedürfnisse des Bodens und der Kulturpflanzen anzupassen.

Beim Mischen sind die chemischen Eigenschaften der Düngemittel zu berücksichtigen, damit gesundheitliche Schäden und Nährstoffverluste vermieden werden.

Versuch 70: *In einer Porzellanschale werden etwas Ammonsulfat und Branntkalk mit Wasser angefeuchtet. Danach vermischen wir mit einem Glasstab. Über die Mischung halten wir einen Streifen angefeuchtetes rotes Lackmuspapier und führen vorsichtig die Geruchsprobe durch.*
Was stellen Sie fest?

Wir stellen die chemischen Gleichungen auf:

$$(NH_4)_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2\,NH_4OH$$
$$2\,NH_4OH \rightarrow 2\,NH_3\uparrow + 2\,H_2O\,.$$

Beim Mischen von Ammonsulfat mit Brannt- oder Löschkalk entweicht der Nährstoff Stickstoff in Form von Ammoniak. Dieser Vorgang tritt immer ein, wenn ammoniumhaltige Düngemittel mit kalkhaltigen gemischt werden.

Überlegen Sie, ob eine Mischung von ammoniumhaltigen Düngemitteln mit Kalkstickstoff oder Thomasphosphat geraten ist!

Geringfügige Stickstoffverluste erfolgen, wenn nitrathaltige Dünger mit Superphosphat gemischt werden. Im Superphosphat ist fast immer etwas Phosphorsäure enthalten, die mit Nitraten unter Bildung von Stickstoffoxyden reagiert. Diese Düngemittel sind daher nicht in geschlossenen Räumen zu mischen. Chemische Vor-

gänge laufen auch in Mischungen von Superphosphat oder Am-Sup-Ka mit Kalkdüngemitteln und kalkhaltigen Dünger ab.

Welche Nachteile ergeben sich daraus?

Düngermischungen aus Kalisalzen mit Kalkstickstoff und Phosphatdüngemitteln erhärten bei längerer Aufbewahrung infolge hygroskopischer Bestandteile. Sie sind deshalb nur kurz vor dem Ausstreuen zusammenzustellen.

Wir erkennen, daß bei der Herstellung von Düngermischungen verschiedene Regeln zu beachten sind. In den landwirtschaftlichen Betrieben werden daher **Mischungstafeln** verwendet. Regeln zum Mischen einiger Handelsdünger entnehmen wir aus Abbildung 107.

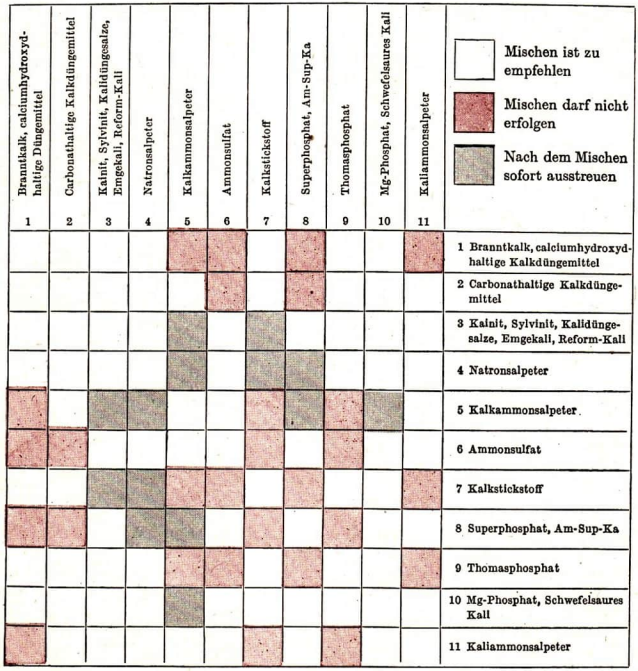


Abb. 107 Düngermischungstafel

Lagerung der Handelsdünger

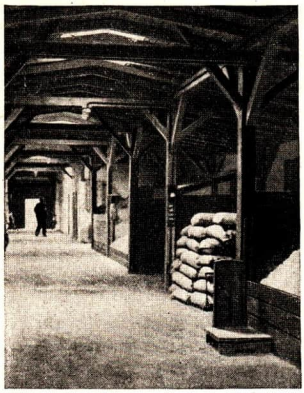


Abb. 108 Düngerschuppen

In den landwirtschaftlichen Betrieben werden Handelsdünger gelagert, damit zum Beispiel im Frühjahr alle Kräfte für die Bestellungsarbeiten zur Verfügung stehen, und das Ausstreuen immer termingemäß erfolgen kann.

Die sachgemäße Lagerung von Handelsdüngern wird oft in **Düngerschuppen** vorgenommen (Abb. 108). Die einzelnen Düngemittel sind stets voneinander getrennt und genau gekennzeichnet zu lagern. Vermischen und Verwechslungen werden dann verhindert.

Der Schutz vor Feuchtigkeit ist bei jeder Lagerung zu gewährleisten, damit die Handelsdünger streufähig bleiben.

- *Wie wird das in dem landwirtschaftlichen Betrieb erreicht, in dem Sie am Unterrichtstag arbeiten?*

Lose gelagerte Handelsdünger sollen nicht flach ausgebreitet liegen. Feuchte Luft kommt mit ihnen dann nur an einer kleinen Oberfläche in Berührung. Dabei entsteht eine Kruste, die die darunter liegenden Teile vor der Luftfeuchtigkeit schützt. Die Kruste soll daher nicht durchstoßen werden.

Bei der Aufbewahrung von Branntkalk ist zu beachten, daß er nicht mit leicht entzündbaren Stoffen in Berührung kommt. Derartige Stoffe können brennen, wenn sich Calciumoxyd mit Wasser unter beträchtlicher Wärmeentwicklung umsetzt. Branntkalk ist deshalb in geschlossenen, massiven Gebäuden zu lagern.

Die Lagerung von Düngemitteln ist für den reibungslosen Ablauf der Bestellungsarbeiten von Vorteil.

Die Anwendung von Handelsdünger in der Deutschen Demokratischen Republik

Im Siebenjahrplan ist der landwirtschaftlichen Produktion unserer Republik die Aufgabe gestellt, die Bevölkerung mit Fleisch, Fett und anderen tierischen Produkten aus eigenem Aufkommen zu versorgen. Der Industrie werden auch bis 1965 mehr landwirtschaftliche Rohstoffe zur Verfügung gestellt.

An der Lösung dieser Aufgaben hat der Ackerbau wesentlichen Anteil, denn er erzeugt notwendige Futtermittel für die tierische Produktion. In den nächsten Jahren müssen daher höhere Hektarerträge bei bester Qualität erzielt werden.

Wie vollzieht sich diese Entwicklung in dem Betrieb, in dem Sie am Unterrichtstag in der Produktion arbeiten?

Die Steigerung unserer Hektarerträge und die Verbesserung der Qualität der Ernten sind unter anderem durch die verstärkte Anwendung wissenschaftlicher Methoden möglich. Die Ergebnisse der Bodenuntersuchungen sind dafür eine wichtige Grundlage.

Die Untersuchung der landwirtschaftlichen Nutzflächen der Deutschen Demokratischen Republik ist seit dem Jahre 1952 in einer Verordnung unserer Regierung festgelegt. Danach werden alle über einen Hektar großen landwirtschaftlich genutzten Flächen alle 4 bis 5 Jahre auf ihre Bodenreaktion und den Kalkzustand sowie auf ihren Nährstoffvorrat an Phosphorpentoxyd und Kaliumoxyd untersucht. Diese Arbeiten werden in Instituten der Deutschen Akademie der Landwirtschaftswissenschaften durchgeführt.

Die Untersuchungsergebnisse erhalten die Leitungen unserer landwirtschaftlichen Betriebe in Form von Nährstoffkarten. Aus ihnen sind wertvolle Hinweise für die Aufstellung von **Düngerplänen** zu entnehmen. Diese Arbeit setzt aber auch grundlegende Kenntnisse über die vielseitigen Zusammenhänge voraus, die bei der Düngung zu beachten sind.

Wir haben nur einen geringen Teil der Voraussetzungen für die richtige Anwendung einiger Düngemittel im Überblick kennengelernt. Der auf wissenschaftlicher Grundlage durchgeführte Ackerbau verlangt aber ein viel umfangreicheres Wissen über das Verhalten der Düngemittel in den verschiedensten Bodenarten, die Eigenschaften der Böden usw. Er setzt deshalb ein gründliches Studium voraus. Viele Genossenschaftsbauern aus allen Teilen unserer Republik arbeiten bereits seit langem an ihrer weiteren fachlichen Qualifikation. Unsere landwirtschaftlichen Fachschulen und die landwirtschaftlichen Fakultäten an den Universitäten unserer Republik geben ferner jedem interessierten Jugendlichen die Möglichkeit, bedeutende Kenntnisse in der Landwirtschaftswissenschaft zu erwerben.

In den sozialistischen Großbetrieben der Landwirtschaft werden die Erkenntnisse über die pflanzliche Produktion erfolgreich angewendet. Hier sind viele Fachleute auf Spezialgebieten an der Steigerung der landwirtschaftlichen Produktion beteiligt. Auf den landwirtschaftlichen Großflächen unserer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaften und volkseigenen Güter sind auch verstärkt moderne Maschinen zur Düngung eingesetzt (Abb. 109).

Viele Produkte unserer chemischen Industrie sind auch eine wichtige Voraussetzung für die Steigerung der Hektarerträge. Wie wir bereits erfuhren, werden in der Deutschen Demokratischen Republik ständig mehr Handelsdünger hergestellt. Unsere landwirtschaftlichen Betriebe konnten daher in den vergangenen Jahren immer

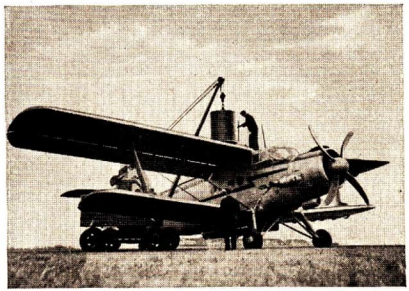


Abb. 109 Beladen eines Spezialflugzeuges der Deutschen Lufthansa mit Kalkammonsalpeter

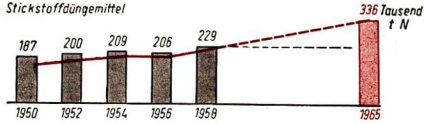


Abb. 110 Entwicklung der Versorgung der Landwirtschaft in der Deutschen Demokratischen Republik mit Stickstoffdüngemitteln

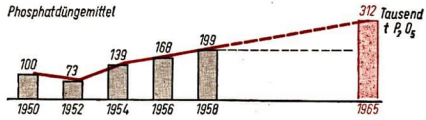


Abb. 111 Entwicklung der Versorgung der Landwirtschaft in der Deutschen Demokratischen Republik mit Phosphatdüngemitteln

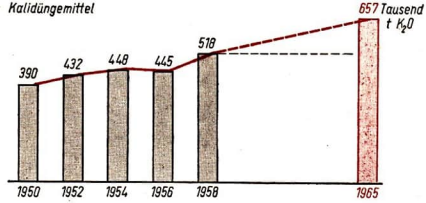


Abb. 112 Entwicklung der Versorgung der Landwirtschaft in der Deutschen Demokratischen Republik mit Kalidüngemitteln

besser mit Düngemitteln versorgt werden. Im Verlauf des Siebenjahrplanes erhalten sie bedeutend mehr Handelsdünger als bisher. In den Abbildungen 110, 111 und 112 ist die Entwicklung der Versorgung unserer Landwirtschaft mit Stickstoff-, Phosphat- und Kalidüngemitteln dargestellt. Unter den bereitgestellten Düngemitteln wird der Anteil von solchen zunehmen, die den Kalkgehalt des Bodens schonen. Diese Maßnahme ist notwendig, weil noch verhältnismäßig viel Nutzflächen in unserer Republik saure Reaktion aufweisen. Daher werden anteilmäßig mehr nitrathaltige Düngemittel als Ammonsulfat an die Landwirtschaft geliefert. Zur Verbesserung der Bodenreaktion auf den Äckern unserer Republik werden in den nächsten Jahren auch verstärkt Kalkdüngemittel angewendet.

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. *a) Stellen Sie fest, welche Düngemittel in dem Betrieb verwendet werden, den Sie am Unterrichtstag in der Produktion besuchen!*
   b) Wie hoch ist ihr Nährstoffgehalt?
2. *Informieren Sie sich, wie in einem sozialistischen Landwirtschaftsbetrieb Düngerpläne aufgestellt werden!*
3. *Informieren Sie sich in dem Betrieb, den Sie am Unterrichtstag in der Produktion besuchen, über den Kalkzustand der Felder!*
4. *Schätzen Sie die Bedeutung der Arbeiten* Justus von Liebigs *für die Landwirtschaft ein!*
5. *Beschreiben Sie die Bestimmung der Bodenreaktion mittels p_H-Papier!*
6. *Erläutern Sie die Bedeutung der Kalkdüngung für die Bodenstruktur!*
7. *Weshalb kann ein saurer Boden durch Kalkdüngung zur neutralen Bodenreaktion gebracht werden?*
8. *Weshalb ist die Erhaltungskalkung notwendig?*
9. *Beschreiben Sie den Ionenumtausch im Boden am Beispiel des Calcium-Kalium-Umtausches!*
10. *Nennen Sie einige Faktoren, die a) bei der Kalidüngung, b) bei der Stickstoffdüngung, c) bei der Phosphatdüngung zu beachten sind!*
11. *Warum verwendet man oft statt des pulverisierten Superphosphats granuliertes Superphosphat?*
12. *Erläutern Sie die Regeln für das Mischen von Düngemitteln!*
    Nehmen Sie die Düngemittelmischtabelle zu Hilfe!
13. *Was muß beim Lagern von Düngemitteln beachtet werden?*
14. *Weshalb wird im Siebenjahrplan der Anteil von Ammonsulfat gegenüber anderen Stickstoffdüngemitteln bei der Düngemittelversorgung zurückgehen?*
15. *Erläutern Sie die Bedeutung wissenschaftlicher Kenntnisse für die Steigerung der Hektarerträge!*

Zusammenfassung des Jahresstoffes

In den nachfolgenden Abschnitten sind wichtige Elemente und ihre Verbindungen, Mineralien, die wichtigsten chemisch-technischen Verfahren und Produkte unserer chemischen Industrie, die wir kennengelernt haben, zusammengefaßt.

1. Elemente und Verbindungen

Elemente	Oxyde	Wasserstoffverbindung	Säuren	Basen	Salze
Schwefel S	Schwefeldioxyd SO_2 Schwefeltrioxyd SO_3	Schwefelwasserstoff H_2S	schweflige Säure H_2SO_3 Schwefelsäure H_2SO_4		Sulfite Säurerest SO_3^{--} Sulfate Säurerest SO_4^{--} Sulfide Säurerest S^{--}
Stickstoff N	Stickstoffmonoxyd NO Stickstoffdioxyd NO_2	Ammoniak NH_3	salpetrige Säure HNO_2 Salpetersäure HNO_3	Ammoniumhydroxyd NH_4OH	Nitrite Säurerest NO_2^- Nitrate Säurerest NO_3^- Ammoniumsalze Kation NH_4^+
Phosphor P	Phosphor(V)-oxyd P_2O_5		Phosphorsäure H_3PO_4		Dihydrogenphosphate Säurerest $H_2PO_4^-$ Hydrogenphosphate Säurerest HPO_4^{--} Phosphate Säurerest PO_4^{---}

Gesetz der Periodizität	Grundlage des Periodensystems der Elemente. Die Eigenschaften der Elemente sind vom Atombau periodisch abhängig.
Periode	Waagerechte Reihe im Periodensystem der Elemente. Enthält Elemente mit der gleichen Anzahl von Elektronenschalen.
Gruppe	Senkrechte Spalte im Periodensystem der Elemente. Enthält Elemente mit gleichem Bau der äußeren Elektronenschale.
Atom	Kleinstes, nach außen elektrisch neutrales Teilchen eines chemischen Elementes.
Atomkern	Elektrisch positiv geladener Bestandteil des Atoms.
Proton	Baustein des Atomkerns; trägt einfach positive Ladung.
Neutron	Baustein des Atomkerns; elektrisch neutral.
Isotope	Atomarten eines chemischen Elementes mit verschiedener Neutronenzahl.
Elektronenhülle	Bestandteil des Atoms. Enthält einfach negativ geladene Elektronen, die auf Elektronenschalen gesetzmäßig verteilt sind. Die Elektronen bewegen sich mit großer Geschwindigkeit um den Atomkern.
Außenelektronen	Elektronen in der äußeren Schale der Atomhülle.
Ionenbindung	Art der chemischen Bindung. Entsteht durch Elektronenaustausch (Ionenbildung) und nachfolgender elektrostatischer Anziehung der Ionen.
Atombindung	Art der chemischen Bindung. Entsteht durch gemeinsames Elektronenpaar.
Reaktionsgeschwindigkeit	Geschwindigkeit, mit der ein chemischer Vorgang abläuft.
Chemisches Gleichgewicht	Umkehrbare Reaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen. Das chemische Gleichgewicht hat sich eingestellt, wenn zwischen Ausgangs- und Endstoffen ein bestimmtes mengenmäßiges Verhältnis erhalten bleibt. Bildungs- und Zerlegungsreaktion verlaufen dabei mit der gleichen Reaktionsgeschwindigkeit.

Verschiebung des chemischen Gleichgewichts

Bei Temperaturerhöhung verlagert sich das chemische Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Wärmeverbrauch abläuft. Bei Druckerhöhung verschiebt sich das chemische Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Volumenabnahme verläuft.

Bodenkolloid

Kleines Bodenteilchen, das elektrisch geladen ist.

Ionenadsorption

Elektrostatische Anziehung von Ionen durch Bodenkolloide.

Ionenumtausch

Adsorption von Ionen durch Bodenkolloide bei gleichzeitiger Abgabe anderer Ionen an das Bodenwasser.

3. Nachweisreaktionen

	Reagenz	Reaktionsmerkmal
Ammoniak NH_3	Salzsäure HCl	weiße Nebel von Ammoniumchlorid NH_4Cl
Ammoniumionen NH_4^+	starke Basen	Ammoniak NH_3 wird frei
Nitrationen NO_3^-	Eisen(II)-sulfatlösung $FeSO_4$ konzentrierte Schwefelsäure H_2SO_4	violett bis braun gefärbter Ring
Phosphationen PO_4^{---}	Silbernitrat $AgNO_3$	Fällung: gelbes Trisilberphosphat Ag_3PO_4
Sulfidionen S^{--}	Bleiionen Pb^{++}	Fällung: schwarzes Bleisulfid PbS
Sulfationen SO_4^{--}	Bariumionen Ba^{++}	Fällung: weißes Bariumsulfat $BaSO_4$

4. Mineralien

Apatit

Phosphatmineral, enthält Tricalciumphosphat $Ca_3(PO_4)_2$.
Verwendung: Zur Herstellung von Phosphatdüngemitteln, Phosphorsäure und Phosphor.

Anhydrit

Calciumsulfat $CaSO_4$.
Verwendung: Zur Herstellung von Schwefelsäure und Ammonsulfat.

Gips

Wasserhaltiges Calciumsulfat $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$.
Verwendung: Zur Herstellung von Stuckgips.

Pyrit

Eisensulfid FeS_2.
Verwendung: Zur Herstellung von Schwefeldioxyd und Roheisen.

Kupferkies

Wichtiges Kupfererz $CuFeS_2$, enthalten im Kupferschiefer.
Verwendung: Zur Herstellung von Kupfer und Schwefeldioxyd.

Zinkblende

Zinksulfid ZnS.
Verwendung: Zur Herstellung von Zink und Schwefeldioxyd.

Bleiglanz

Bleisulfid PbS.
Verwendung: Zur Herstellung von Blei und Schwefeldioxyd.

5. Wichtige chemisch-technische Verfahren

Ammoniak-synthese

Ausgangsstoffe: Wasser, Luft, Braunkohlenkoks.
Verfahren: Herstellung und Reinigung von Mischgas; Umsetzung eines Stickstoff-Wasserstoffgemisches im Ammoniak-Kontaktofen (kontinuierliches Verfahren):

$$N_2 + 3\,H_2 \xrightarrow[500^\circ C;\ 200\,at]{\text{Katalysator}} 2\,NH_3\,.$$

Trennung des Ammoniaks im Tiefkühler vom nicht umgesetzten Synthesegas.
Hauptprodukt: Ammoniak.
Nebenprodukte: Schwefel, Kohlendioxyd, Ammoniumcarbonat.

Herstellung von Salpetersäure

Ausgangsstoffe: Ammoniak, Luft, Wasser.
Verfahren: Oxydation von Ammoniak zu Stickstoffmonoxyd und Wasser mit dem Sauerstoff der Luft im Verbrennungsofen (kontinuierliches Verfahren):

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \xrightarrow{\text{Katalysator}} 4\,NO + 6\,H_2O\,.$$

Oxydation von Stickstoffmonoxyd mit dem Sauerstoff der Luft zu Stickstoffdioxyd; Umsetzung von Stickstoffdioxyd mit Wasser und Sauerstoff in Rieseltürmen zu Salpetersäure:

$$4\,NO_2 + O_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,HNO_3\,.$$

Hauptprodukt: Salpetersäure.

Herstellung von Ammonsulfat

Ausgangsstoffe: Anhydrit, Ammoniumcarbonatlösung.
Verfahren: Umsetzung von gemahlenem Anhydrit mit Ammoniumcarbonatlösung in Rührkesseln:

$$(NH_4)_2CO_3 + CaSO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + CaCO_3\,.$$

Hauptprodukt: Ammonsulfat.
Nebenprodukt: Düngekalk (Leunakalk).

Herstellung von Kalkammonsalpeter

Ausgangsstoffe: Kalksteinmehl, Ammoniumnitrat.
Verfahren: Vermischen von Kalksteinmehl mit Ammoniumnitratschmelze; Verteilung und Kühlung des Gemisches im Sprühturm (kontinuierliches Verfahren).
Hauptprodukt: Kalkammonsalpeter.

Herstellung von Kalkstickstoff

Ausgangsstoffe: Calciumcarbid, Luft.
Verfahren: Umsetzung von glühendem Calciumcarbid mit dem Stickstoff der Luft.
Hauptprodukt: Kalkstickstoff.

Herstellung von Superphosphat

Ausgangsstoffe: Phosphatmineralien, Schwefelsäure.
Verfahren: Umsetzung von Schwefelsäure mit Tricalciumphosphat zu Calciumdihydrogenphosphat und Calciumsulfat (Säureaufschluß):

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2\ CaSO_4\,.$$

Hauptprodukt: Superphosphat.

Herstellung von Mg-Phosphat

Ausgangsstoffe: Phosphatmineralien, Kieserit.
Verfahren: Schmelzen von Phosphatmineralien und Kieserit im Drehrohrofen; Bildung von Trimagnesiumphosphat (thermischer Aufschluß, kontinuierliches Verfahren).
Hauptprodukt: Mg-Phosphat.

Herstellung von Alkalisinterphosphat

Ausgangsstoffe: Phosphatmineralien, Sand, Alkalisalze, Kalkstein.
Verfahren: Sintern der Ausgangsstoffe im Drehrohrofen (thermischer Aufschluß, kontinuierliches Verfahren).
Hauptprodukt: Alkalisinterphosphat.

Abrösten sulfidischer Erze

Ausgangsstoffe: Sulfidische Erze, Luft.
Verfahren: Oxydation zum Beispiel von Pyrit bei etwa 650° C im Etagenröstofen, Drehrohrröstofen oder Wirbelschichtröstofen (kontinuierliches Verfahren):

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2\,.$$

Produkte: schwefeldioxydhaltige Röstgase, Abbrände.

Müller-Kühne-Verfahren

Ausgangsstoffe: Anhydrit oder Gips, Koks, Sand, Ton.
Verfahren: Zersetzung von Calciumsulfat mit Kohlenstoff bei 1200°C im Drehrohrofen (kontinuierliches Verfahren):

$$2\ CaSO_4 + C \xrightarrow{1200^\circ C} 2\ CaO + 2\ SO_2 + CO_2\,.$$

Brennen von Calciumoxyd, Sand und Ton zu Klinkern.
Hauptprodukt: schwefeldioxydhaltige Gase.
Nebenprodukt: Zementklinker.

Schwefelsäure-Kontaktverfahren

Ausgangsstoffe: Schwefeldioxyd, Luft.
Verfahren: Umsetzung eines Schwefeldioxyd-Luft-Gemisches bei etwa 450°C an Vanadium(V)-oxyd im Kontaktofen (kontinuierliches Verfahren):

$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow[450^\circ C]{\text{Vanadium(V)-oxyd}} 2\,SO_3\,.$$

Hauptprodukt: Schwefelsäure.

6. Wichtige Industrieprodukte

a) Grundchemikalien

Ammoniak

Stickstoff-Wasserstoff-Verbindung, Formel NH_3.
Verwendung: zur Herstellung von Salpetersäure, Düngemitteln, Ammoniumhydroxyd, Soda; als Kühlmittel.

Salpetersäure

wichtigste Säure des Stickstoffs, Formel HNO_3.
Verwendung: zur Herstellung von Düngemitteln, Farbstoffen, Lacken, Plasten, Arzneimitteln, Explosivstoffen, Chemiefasern.

Phosphor

weißer und roter Phosphor, Symbol P.
Verwendung: weißer Phosphor zur Herstellung von rotem Phosphor, Phosphorverbindungen, Rattengift, Brandbomben; roter Phosphor zur Herstellung von Reibflächen für Zündholzschachteln.

Schwefel

Produkt bei der Reinigung von Gasen, Symbol S.
Verwendung: zur Herstellung von Schwefelkohlenstoff, Farbstoffen, Arzneimitteln, Desinfektionsmitteln, Schädlingsbekämpfungsmitteln; zur Vulkanisation von Kautschuk.

Schwefelsäure

wichtigste Säure des Schwefels, Formel H_2SO_4.
Verwendung: zur Herstellung von Düngemitteln, Farbstoffen, Chemiefasern, Plasten, Arzneimitteln, zur Aufbereitung von Erzen, Reinigung von Erdöl, Elektrolyse; als Trockenmittel.

b) Düngemittel

Ammonsulfat

Stickstoffdüngemittel; besteht aus Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$.

Kalkammonsalpeter

Stickstoffdüngemittel; besteht im wesentlichen aus Ammoniumnitrat NH_4NO_3 und Calciumcarbonat $CaCO_3$.

Natronsalpeter

Stickstoffdüngemittel; besteht aus Natriumnitrat $NaNO_3$.

Kalkstickstoff	Stickstoffdüngemittel und Unkrautbekämpfungsmittel; enthält im wesentlichen Calciumcyanamid $CaCN_2$, Calciumoxyd CaO und Kohlenstoff C.
Superphosphat	Phosphatdüngemittel; besteht aus Calciumdihydrogenphosphat $Ca(H_2PO_4)_2$ und Calciumsulfat $CaSO_4$.
Mg-Phosphat	Phosphatdüngemittel; enthält Trimagnesiumphosphat $Mg_3(PO_4)_2$ und Calciumsulfat $CaSO_4$.
Alkali-sinterphosphat	Phosphatdüngemittel; enthält in schwachen Säuren lösliche Alkaliphosphate.
Thomasphosphat	gemahlene Thomasschlacke; Phosphatdüngemittel.
Düngekalk (Leunakalk)	Kalkdüngemittel; enthält Calciumcarbonat $CaCO_3$.
Mehrnährstoffdünger	Düngemittel mit den Nährstoffen Stickstoff, Phosphor und Kalium in bestimmten mengenmäßigen Verhältnissen (Volldünger). Zum Beispiel: Kaliammonsalpeter, Am-Sup-Ka, Nitrophoska, Schlempekali-Phosphat.

7. Wichtige Betriebe der Deutschen Demokratischen Republik

Ammoniak	VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht".
Salpetersäure	VEB Farbenfabrik Wolfen, VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld.
Phosphor	VEB Stickstoffwerk Piesteritz, VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld.
Schwefel	VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht", VEB Kombinat „Otto Grotewohl" Böhlen, VEB Kombinat Gölzau.
Schwefelsäure	VEB Chemiewerk Coswig, Coswig (Anh.), VEB Farbenfabrik Wolfen, VEB Feinzink Freiberg, VEB Fahlberg-List Magdeburg, VEB Freiberger Bleihütten, VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm-Pieck" Eisleben, VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck" Schwarza,

VEB Chemiefaserwerk „Friedrich Engels“ Premnitz,
VEB Chemische Fabrik Heinrichshall,
VEB Chemiewerk „Friedlieb Ferdinand Runge“ Oranienburg,
VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Salzwedel.

Stickstoffdüngemittel

VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“,
VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld,
VEB Farbenfabrik Wolfen,
VEB Stickstoffwerk Piesteritz.

Phosphatdüngemittel

VEB Chemiewerk Coswig, Coswig (Anh.).
VEB Schwefelsäure- und Superphosphatwerk Salzwedel,
VEB Fahlberg-List Magdeburg,
VEB Chemiewerk „Friedlieb Ferdinand Runge“ Oranienburg,
VEB Phosphatwerk Rüdersdorf,
VEB Chemische Fabrik Heinrichshall,
VEB Kalk- und Phosphatwerk Steudnitz,
VEB Maxhütte Unterwellenborn.

Schülerversuche

Versuch S 1: Reaktion von Magnesium und Calcium mit Wasser

Brenner, 2 Reagenzgläser, Reagenzglasgestell, Reagenzglashalter.
Lackmuspapier, Calciumspäne, Magnesiumpulver, destilliertes Wasser.

Wir geben in jedes Reagenzglas je eine kleine Spatelspitze Calciumspäne beziehungsweise Magnesiumpulver und fügen 4 bis 5 ml destilliertes Wasser hinzu. Dann erhitzen wir das Magnesiumpulver vorsichtig, bis die Gasentwicklung einsetzt. Den entstandenen Wasserstoff weisen wir durch die Knallgasprobe nach.

Vergleichen Sie die Stärke der Wasserstoffentwicklung in beiden Versuchen! Fassen Sie die beobachteten chemischen Prozesse in Gleichungen zusammen! Prüfen Sie die entstandenen Lösungen in beiden Fällen mit Lackmuspapier!

Versuch S 2: Vergleich des Bindungsbestrebens von Chlor, Brom und Jod zu Metallen

Reagenzglasgestell, 3 Reagenzgläser, passende Gummistopfen.
Chlorwasser, Bromwasser, Kaliumbromidlösung, Kaliumjodidlösung.

a) Wir füllen etwa 1 ml Kaliumbromidlösung in ein Reagenzglas, geben 1 ml Chlorwasser hinzu und verschließen mit einem Stopfen. Dann schütteln wir kräftig durch.

Welche Farbänderung beobachten Sie? Durch welchen Stoff kann diese Farbe hervorgerufen werden?

b) Wir füllen zwei weitere Reagenzgläser mit je 1 ml Kaliumjodidlösung und fügen etwa 1 ml Chlorwasser beziehungsweise 1 ml Bromwasser hinzu, verschließen mit dem Stopfen und schütteln durch.

Welche Farbänderung können Sie jetzt feststellen?

Fassen Sie die in den Versuchen beobachteten chemischen Vorgänge in Ionen-Gleichungen zusammen!

Versuch S 3: Einwirkung von verdünnter Salzsäure und konzentrierter Kalilauge auf Aluminiumhydroxyd

2 Reagenzgläser, passende Stopfen, Reagenzglasständer, Spatel.
Aluminiumchlorid, Ammoniumhydroxydlösung, halbkonzentrierte Salzsäure, konzentrierte Kalilauge.

Wir geben je eine Spatelspitze Aluminiumchlorid in zwei Reagenzgläser, lösen es in etwa 2 ml destilliertem Wasser auf und geben 1 bis 2 ml Ammoniumhydroxydlösung hinzu. Dabei entsteht ein flockiger weißer Niederschlag von Aluminiumhydroxyd.

Schreiben Sie die Gleichung für diesen chemischen Vorgang auf!

a) In das erste Reagenzglas geben wir 3 bis 4 ml halbkonzentrierte Salzsäure hinzu, verschließen mit dem Stopfen und schütteln.

b) In das zweite Reagenzglas fügen wir 1 bis 2 ml konzentrierte Kalilauge hinzu, verschließen mit dem Stopfen und schütteln.

Was beobachten Sie? Was können Sie über das Verhalten von Aluminiumhydroxyd aussagen?

Versuch S 4: Darstellung und Zersetzung von Calciumhydrogencarbonat als Beispiel einer umkehrbaren Reaktion

Reagenzglas, stumpfwinklig gebogenes Gaseinleitungsrohr, Reagenzglashalter, Brenner.
Kalkwasser.

a) Wir füllen ein Reagenzglas zu etwa einem Drittel mit klarem Kalkwasser und blasen mit Hilfe des Gaseinleitungsrohres so lange ausgeatmete Luft hindurch, bis sich der zunächst gebildete weiße Niederschlag wieder gelöst hat.
b) Wir erwärmen die entstandene klare Lösung.
Was stellen Sie dabei fest?
Fassen Sie die chemischen Vorgänge in Gleichungen zusammen!
Welche Beziehungen bestehen zwischen den Vorgängen bei den Versuchen a) und b)?

Versuch S 5: Ammoniak-Springbrunnenversuch

2 Reagenzgläser mit passenden durchbohrten Gummistopfen, etwa 5 cm langes Glasrohr, kurze Glasdüse, die etwas aus dem schmalen Teil des durchbohrten Gummistopfens herausragt, Brenner, Porzellanschale.
Konzentrierte Ammoniumhydroxydlösung, festes Natriumhydroxyd, Phenolphthaleinlösung.

a) Wir geben ein Plättchen festes Natriumhydroxyd in ein Reagenzglas und übergießen es mit etwa 2 ml konzentrierter Ammoniumhydroxydlösung. Dann verschließen wir das Reagenzglas schnell mit dem bereitliegenden durchbohrten Gummistopfen, in dem das Glasrohr steckt. Das entweichende Ammoniak wird in einem mit der Öffnung nach unten gehaltenen trockenen Reagenzglas aufgefangen (Abb. 113a). Wenn die Ammoniakentwicklung zu langsam vor sich geht, erwärmen wir vorsichtig.
b) Wir verschließen das mit Ammoniak gefüllte Reagenzglas mit dem durchbohrten Gummistopfen, in dem die Glasdüse steckt. Dann füllen wir die Porzellanschale mit Wasser, fügen einige Tropfen Phenolphthaleinlösung hinzu und tauchen das Reagenzglas mit dem kurzen Glasrohrende in das Wasser (Abb. 113b). Durch Auf- und Niederbewegen des Reagenzglases veranlassen wir, daß einige Tropfen Wasser in das Reagenzglas eindringen.
Was beobachten Sie in diesem Augenblick? Erläutern Sie die beobachtete Erscheinung unter Zuhilfenahme Ihrer Kenntnisse über den Luftdruck anhand einer Zeichnung!
Stellen Sie die chemische Gleichung auf!

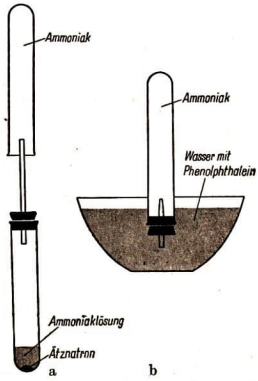


Abb. 113 Löslichkeit von Ammoniak in Wasser

Versuch S 6: Nachweis des Ammoniumions

Kleines Becherglas (25 ml), Uhrglas, rotes Lackmuspapier, Glasstab, Reagenzglas.
Ammoniumchlorid, konzentrierte Kalilauge, konzentrierte Salzsäure.

a) An die Unterseite eines kleinen Uhrglases kleben wir ein Stück feuchtes, rotes Lackmuspapier. Dann füllen wir eine kleine Spatelspitze Ammoniumchlorid in das Becherglas und geben 3 bis 4 Tropfen konzentrierte Kalilauge dazu. Das Becherglas decken wir mit dem Uhrglas zu.

b) Während sich die Farbe des Lackmuspapiers verändert, bringen wir einen Tropfen konzentrierte Salzsäure an einen Glasstab und halten ihn über das geöffnete Becherglas.

Was beobachten Sie dabei?

Stellen Sie chemische Gleichungen für die Vorgänge bei den Versuchen a) und b) auf!

c) Dann füllen wir 2 bis 3 Spatelspitzen frischen Pferdedung in das Becherglas und decken wieder mit einem Uhrglas zu, an dessen Unterseite das rote Lackmuspapier klebt.

Was beobachten Sie nach einigen Minuten?

Versuch S 7: Zersetzung von Ammoniumsalzen durch Erhitzen

2 Reagenzgläser, Reagenzglashalter, Brenner, Glasstab.
Ammoniumsulfat, Ammoniumchlorid, Lackmuspapier, konzentrierte Salzsäure, Watte.

a) Wir füllen eine Spatelspitze Ammoniumchlorid in ein Reagenzglas und bringen in der Nähe der Mündung einen angefeuchteten Streifen rotes Lackmuspapier an. Die Öffnung verschließen wir mit einem Wattebausch. Nun erwärmen wir das Glas vorsichtig und halten vor die Öffnung des Glases einen Glasstab mit einem Tropfen konzentrierter Salzsäure. Dann wird stärker erhitzt.

Beobachten Sie das Lackmuspapier und den Tropfen Salzsäure!

b) Wir füllen in das zweite Reagenzglas eine Spatelspitze Ammoniumsulfat und bereiten das Reagenzglas wie im Versuch a) vor. Dann erhitzen wir zunächst schwach und später stärker.

Beobachten Sie das Lackmuspapier und die Innenwand des Reagenzglases in der Nähe der Mündung! Wie lauten die chemischen Gleichungen?

Versuch S 8: Wirkung des Lötsteines

Tiegelzange, Brenner, Uhrglas, Spatel.
2 Kupferblechstreifen (Schablonenblech), Ammoniumchlorid.

Wir erhitzen einen Kupferblechstreifen vorsichtig und streuen danach auf die dunklen Stellen etwas Ammoniumchlorid.

Was beobachten Sie? Erläutern Sie den chemischen Vorgang anhand der Gleichung!

Versuch S 9: Untersuchung der Eigenschaften des Schwefels

2 Reagenzgläser, Brenner, Spatel, Wattebausch.
Schwefelblume, Wasser.

a) *Stellen Sie Farbe, Geruch und Aggregatzustand des Schwefels fest!*
b) Wir geben eine Spatelspitze Schwefelblume in ein Reagenzglas und schütteln mit 1 bis 2 ml Wasser.
Was beobachten Sie über die Löslichkeit des Schwefels in Wasser? Welches Lösungsmittel für Schwefel ist Ihnen bekannt?
c) Wir füllen Schwefelblume etwa 1 cm hoch in ein trockenes Reagenzglas und erwärmen ganz allmählich bei sehr kleiner Flamme, bis der Schwefel zu sieden beginnt.
Beachten Sie dabei Farbe und Aggregatzustand des Schwefels!
Wir halten dabei das Reagenzglas von Zeit zu Zeit etwas schräg. Dann nehmen wir das Reagenzglas aus der Flamme und beobachten die Veränderungen des Schwefels beim Abkühlen, bis er zu erstarren beginnt.
Welche Veränderungen beobachten Sie nacheinander?
d) Nun verschließen wir die Glasmündung lose mit einem Wattebausch und halten das Reagenzglas fast waagerecht beim Erhitzen.
Was beobachten Sie an den oberen kälteren Teilen des Reagenzglases?
Fassen Sie die beobachteten Eigenschaften des Schwefels zusammen!

Versuch S 10: Darstellung von Eisensulfid

Reagenzglas, Reagenzglashalter, Eisendraht oder Stricknadel, Brenner, Schutzbrille, Spatel.
Schwefelpulver, feines, reines Eisenpulver.

Wir mischen zwei Spatel Schwefelpulver und einen Spatel Eisenpulver (Mengenverhältnis von Schwefel zu Eisen etwa 4:7) auf einem Stück Papier und füllen das Gemisch in ein trockenes Reagenzglas. Dann drücken wir das Gemisch mit dem stumpfen Ende eines Bleistiftes fest. Wir spannen das Glas in einen Reagenzglashalter, erhitzen ein Stricknadelende zum Glühen und stecken es schnell in das hergestellte Gemisch.
Was beobachten Sie? Wie lautet die chemische Gleichung?

Versuch S 11: Rösten von Pyrit

Schwer schmelzbares Reagenzglas mit Seitenrohr (16×160 mm) und passendem durchbohrten Gummistopfen, großes Reagenzglas (100 ml) als Vorlage mit passendem Gummistopfen und Wattebausch, Verbindungsschlauch, Brenner, Gummigebläse, Spatel, Verbrennungslöffel, Kerze, rote oder blaue Blüte.
Pyrit, Lackmuslösung, Wasser.

a) Wir füllen 1 bis 2 Spatelspitzen Pyrit in das Reagenzglas und bauen die Apparatur nach Abbildung 114 zusammen. Dann erhitzen wir den Pyrit kräftig und leiten

gleichzeitig mit dem Gummigebläse Luft durch die Apparatur. Beim Fehlen eines Gebläses blasen wir mittels eines längeren Gummischlauches mit dem Mund Luft hindurch. Nach etwa einer Minute brechen wir den Versuch ab.

Was beobachten Sie dabei in dem großen Reagenzglas? Hat sich das Aussehen des Pyrits verändert?

b) Wir lüften kurzzeitig den Wattebausch des großen Reagenzglases und prüfen den Geruch des entstandenen Gases durch Zufächeln.

Was stellen Sie fest? Versuchen Sie, für den abgelaufenen chemischen Prozeß die Gleichung zu entwickeln!

c) Dann tauchen wir eine brennende Kerze in das Gas ein.

Was geschieht dabei?

d) Wir entfernen den Wattebausch des großen Reagenzglases, geben etwa 5 ml Wasser mit wenigen Tropfen Lackmuslösung hinzu und schütteln.

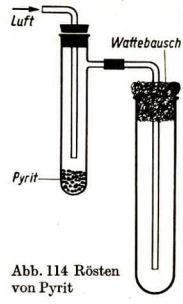


Abb. 114 Rösten von Pyrit

Was beobachten Sie?

e) Die Hälfte der entstandenen Lösung geben wir in ein Reagenzglas und erhitzen vorsichtig.

Verändert sich dabei die Farbe? Prüfen Sie den Geruch durch Zufächeln!

f) Zu der Restlösung geben wir eine rote oder blaue Blüte und schütteln durch.

Was stellen Sie fest? Wie lauten die chemischen Gleichungen für die Bildung und Zersetzung von schwefliger Säure?

Versuch S 12: Darstellung von Schwefeltrioxyd und Schwefelsäure

Reagenzglas (16 × 160 mm) mit Seitenrohr und durchbohrtem Gummistopfen, 2 Winkelrohre, Verbindungsschlauch, großes Reagenzglas mit Gummistopfen, Wattebausch, Reagenzglas, Brenner, Gummigebläse, Spatel, Tiegelzange, Glasstab. Pyrit, Glaswolle, rotes Eisenoxyd oder Vanadium(V)-oxyd, Aktivkohle, Bariumchloridlösung, Lackmuspapier.

a) Wir geben 1 bis 2 Spatelspitzen Pyrit in das Reagenzglas mit Seitenrohr und geben auf die locker darüber geschichtete Glaswolle zwei Spatelspitzen rotes Eisenoxyd oder Vanadium(V)-oxyd. Dann bauen wir die Apparatur nach Abbildung 115 zusammen. Nun blasen wir mit dem Gummigebläse einen mäßigen Luftstrom durch die Apparatur und erhitzen gleichzeitig den Boden des Reagenzglases auf dunkle Rotglut. Sobald in dem großen Reagenzglas weiße Nebel entstanden sind, beenden wir das Erhitzen.

Vergleichen Sie das Reaktionsprodukt in dem großen Reagenzglas mit dem aus Versuch S 11!

Welche Reaktion hat sich also vermutlich am Katalysator abgespielt? Stellen Sie die Gleichung dafür auf!

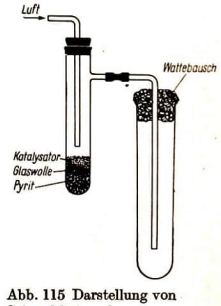


Abb. 115 Darstellung von Schwefeltrioxyd

b) Wir nehmen den Wattebausch aus dem großen Reagenzglas, füllen etwa 5 ml Wasser ein, verschließen mit einem Gummistopfen, schütteln kräftig durch und prüfen die entstandene Lösung mit Lackmuspapier und Bariumchloridlösung.

Was stellen Sie fest? Schreiben Sie die Gleichung für den abgelaufenen chemischen Vorgang auf!

Versuch S 13: Eigenschaften der Schwefelsäure

3 Reagenzgläser, 2 Uhrgläser, Spatel, Schutzbrille.
Konzentrierte Schwefelsäure, Kochsalz, Natriumsulfit, Stoffreste, Papierstreifen, Lackmuspapier, Bariumchloridlösung.

a) Wir füllen 1 ml konzentrierte Schwefelsäure in ein Reagenzglas und geben die konzentrierte Säure vorsichtig tropfenweise in ein zweites Reagenzglas, in dem sich etwa 5 ml Wasser befinden.

Nehmen Sie das Reagenzglas in die Hand, und prüfen Sie so die Temperatur der entstehenden Lösung!

Was stellen Sie fest?

b) Wir legen einen Stoffrest auf das eine Uhrglas und einen Streifen Papier auf das andere Glas und geben je 2 bis 3 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure darauf.

Was beobachten Sie nach wenigen Minuten?

c) Wir geben eine Spatelspitze Kochsalz beziehungsweise Natriumsulfit in ein Reagenzglas und geben wenige Tropfen konzentrierte Schwefelsäure dazu.

Prüfen Sie die entweichenden Gase mit feuchtem Lackmuspapier! Stellen Sie die chemischen Gleichungen auf! Vergleichen Sie die Stärke der Schwefelsäure mit der der entstandenen Säuren!

d) Die verdünnte Lösung von Versuch a) versetzen wir mit wenigen Tropfen Bariumchloridlösung.

Was beobachten Sie?

Fassen Sie das Ergebnis in einer Gleichung zusammen!

Versuch S 14: Salze der Schwefelsäure

2 Reagenzgläser, kleine Porzellanschale, kleine Reibschale mit Pistill, Münze, Wattebausch, Spatel.
Gips, blaues Kupfersulfat, Fett.

a) Wir geben 2 bis 3 Spatellöffel Gipskristalle in ein Reagenzglas und erhitzen vorsichtig.

Was beobachten Sie an den kälteren Teilen des Reagenzglases?

b) Wir füllen das entstandene weiße Pulver in eine kleine Porzellanschale und geben tropfenweise Wasser hinzu, bis ein dicker Brei entstanden ist.

Ermitteln Sie dabei die Temperatur des Breies mit der Hand!

c) Dann fetten wir eine Münze ein und drücken sie so weit in den Brei ein, daß gerade die Oberfläche frei bleibt.

Was beobachten Sie, wenn Sie die Münze nach dem Erstarren des Breies herausnehmen?

d) Wir zerreiben einen Spatellöffel blaues Kupfersulfat in der Reibschale, füllen das Pulver in ein Reagenzglas und erhitzen.

Beobachten Sie dabei die Farbe des Pulvers!

Dann verschließen wir das Glas mit einem Wattebausch. Nach dem Abkühlen geben wir tropfenweise Wasser hinzu.

Erklären Sie die Farbänderung!

Versuch S 15: Bestimmung des p_H-Wertes von Bodenauszügen. Nachweis des Carbonatgehaltes im Boden

3 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Reagenzglashalter, 2 kleine Bechergläser, Glastrichter, Rundfilter, Glasstab, Brenner.
Lackmuspapier und p_H-Papier, verdünnte Salzsäure, destilliertes Wasser, Bodenproben verschiedenen Säuregrades.

a) Wir übergießen einen Teil der mitgebrachten Bodenproben im Becherglas mit destilliertem Wasser, erwärmen wenige Minuten, filtrieren und untersuchen das Filtrat mit Lackmus- und p_H-Papier.

b) Wir tauchen einen Glasstab in verdünnte Salzsäure ein und betupfen damit die verschiedenen Bodenproben.

Woran erkennen Sie den Kalkgehalt des Bodens?
Welche chemische Reaktion spielt sich dabei ab?

Versuch S 16: Untersuchung der Zusammensetzung von Kalkammonsalpeter

Reagenzglasgestell, Reagenzgläser, Uhrglas, Tropfpipetten, Becherglas (25 ml), Glasstab.
Verdünnte Salzsäure, konzentrierte Kalilauge, Barytwasser, Kalkammonsalpeter, Eisen(II)-sulfat, konzentrierte Schwefelsäure.

a) Wir geben eine Spatelspitze Kalkammonsalpeter in das Becherglas und prüfen auf Ammoniumionen.

Was beobachten Sie? Formulieren Sie die Gleichung!

b) Wir lösen eine Spatelspitze Kalkammonsalpeter in 2 bis 3 ml Wasser und prüfen auf Nitrationen.

c) Eine Spatelspitze Kalkammonsalpeter wird in ein Reagenzglas gegeben und mit 1 bis 2 ml verdünnter Salzsäure übergossen. Das entweichende Gas wird mit einem Tropfen Barytwasser geprüft, der sich an einem Glasstab befindet.

Was geht aus den Versuchsergebnissen über die Zusammensetzung von Kalkammonsalpeter hervor?

Versuch S 17: Zusammenhänge zwischen Krümelstruktur und Kalkgehalt des Bodens

3 Reagenzgläser mit Gummistopfen, Reagenzglasständer, Spatel.
Bodenprobe, Wasser, Natriumcarbonat, Calciumcarbonat.

Wir geben in jedes der drei Reagenzgläser 1 bis 2 Spatellöffel der Bodenprobe und füllen etwa bis zur Hälfte mit Leitungswasser auf. Zu dem zweiten Reagenzglas fügen

wir eine Spatelspitze Natriumcarbonat und zu dem dritten Reagenzglas eine Spatelspitze Calciumcarbonat hinzu. Die Reagenzgläser werden dann mit Gummistopfen verschlossen und kräftig durchgeschüttelt.

Beobachten Sie das Absetzen des Bodens!

Welche Unterschiede beobachten Sie bei den drei Proben?

Wie wirken also Calciumionen beziehungsweise Natriumionen auf die Krümelstruktur des Bodens ein?

Tabelle 29. Chemische Elemente

Element	Symbol	Ordnungszahl	Atomgewicht	Element	Symbol	Ordnungszahl	Atomgewicht
Actinium	Ac	89	[227]	Natrium	Na	11	22,991
Aluminium	Al	13	26,98	Neodym	Nd	60	144,27
Americium	Am	95	[243]	Neon	Ne	10	20,183
Antimon	Sb	51	121,76	Neptunium	Np	93	[237]
Argon	Ar	18	39,944	Nickel	Ni	28	58,71
Arsen	As	33	74,91	Niob	Nb	41	92,91
Astat	At	85	[210]	Nobelium	No	102	
Barium	Ba	56	137,36	Osmium	Os	76	190,2
Berkelium	Bk	97	[249]	Palladium	Pd	46	106,4
Beryllium	Be	4	9,013	Phosphor	P	15	30,975
Blei	Pb	82	207,21	Platin	Pt	78	195,09
Bor	B	5	10,82	Plutonium	Pu	94	[242]
Brom	Br	35	79,916	Polonium	Po	84	[210]
Cadmium	Cd	48	112,41	Praseodym	Pr	59	140,92
Calcium	Ca	20	40,08	Promethium	Pm	61	[147]
Californium	Cf	98	[251]	Protaktinium	Pa	91	[231]
Cäsium	Cs	55	132,91	Quecksilber	Hg	80	200,61
Cer	Ce	58	140,13	Radium	Ra	88	[226]
Chlor	Cl	17	35,457	Radon	Rn	86	[222]
Chrom	Cr	24	52,01	Rhenium	Re	75	186,22
Curium	Cm	96	[247]	Rhodium	Rh	45	102,91
Dysprosium	Dy	66	162,51	Rubidium	Rb	37	85,48
Eisen	Fe	26	55,85	Ruthenium	Ru	44	101,1
Einsteinium	Es	99	[254]	Samarium	Sm	62	150,35
Erbium	Er	68	167,27	Sauerstoff	O	8	16
Europium	Eu	63	152,0	Scandium	Sc	21	44,96
Fermium	Fm	100	[253]	Schwefel	S	16	32,066
Fluor	F	9	19,00	Selen	Se	34	78,96
Francium	Fr	87	[223]	Silber	Ag	47	107,880
Gadolinium	Gd	64	157,26	Silicium	Si	14	28,09
Gallium	Ga	31	69,72	Stickstoff	N	7	14,008
Germanium	Ge	32	72,60	Strontium	Sr	38	87,63
Gold	Au	79	197,0	Tantal	Ta	73	180,95
Hafnium	Hf	72	178,50	Technetium	Tc	43	[99]
Helium	He	2	4,003	Tellur	Te	52	127,61
Holmium	Ho	67	164,94	Terbium	Tb	65	158,93
Indium	In	49	114,82	Thallium	Tl	81	204,39
Iridium	Ir	77	192,2	Thorium	Th	90	232,05
Jod	J	53	126,91	Thulium	Tm	69	168,94
Kalium	K	19	39,100	Titan	Ti	22	47,90
Kobalt	Co	27	58,94	Uran	U	92	238,07
Kohlenstoff	C	6	12,011	Vanadium	V	23	50,95
Krypton	Kr	36	83,80	Wasserstoff	H	1	1,008
Kupfer	Cu	29	63,54	Wismut	Bi	83	209,00
Lanthan	La	57	138,92	Wolfram	W	74	183,86
Lithium	Li	3	6,940	Xenon	Xe	54	131,30
Lutetium	Lu	71	174,99	Ytterbium	Yb	70	173,04
Magnesium	Mg	12	24,32	Yttrium	Y	39	88,92
Mangan	Mn	25	54,94	Zink	Zn	30	65,38
Mendelevium	Md	101	[256]	Zinn	Sn	50	118,70
Molybdän	Mo	42	95,95	Zirkonium	Zr	40	91,22

Abbinden 117
Abbrand 102
Abrösten 102
Abscheider 56
Achterschale 34, 39
Actinidengruppe 14
Actinium 14
Aktivkohleadsorber 97
Alkali-hydrogenphosphate 80
– -metalle 6–8, 39
– –, Elektronenkonfiguration 39
– –, Gruppeneigenschaften 7, 8
– –, Reaktion mit Wasser 6, 7
– -phosphate 80
– -sinterphosphat 83, 84, 139
Aluminium-chlorid 156
– -hydroxyd 18
– -oxyd 18
Ammoniak 46–58
–, Eigenschaften 47–49
–, verwendung 58
–, Zusammensetzung 46, 47
Ammoniak-Kontaktofen 55, 56
– -produktion in der DDR 76
–, -springbrunnenversuch 157
– -synthese 49–57 s. a. HABER-BOSCH-Verfahren
– -tiefkühler 56
– -verbrennung 61–65, 75 s. a. OSTWALD-Verfahren
– -wasser 47, 69
– -zerlegung 49, 50
Ammonium-carbonat 59
– -chlorid 59, 60
– -hydroxyd 48, 58, 60
– -ion, 48, 61, 70, 136
– –, Nachweis 158
– -nitrat 69, 72, 73
–, schwefelsaures s. Ammonsulfat
– -sulfat s. Ammonsulfat
– -sulfid 97
– -verbindungen 58–61
– –, Eigenschaften 59, 60, 158
Ammonsulfat 70–72, 119, 136–138, 142
–, Herstellung 71, 72
amphoter 18
Am-Sup-Ka 141–143
Anhydrit 70, 105, 115, 118, 119
Antimon 16, 42, 43, 84, 85
Apatit 77, 81
Argon 8, 9, 33
Arsen 16, 42, 43, 84, 85
– -(III)-oxyd 85
Arsenik 85
Atom-bau 26–35
– –, historische Entwicklung 26, 27
– -bindung 38
Atom-gewicht 10, 21, 30, 31
– -kern 28–30
– -modell 28, 32
– –, RUTHERFORD-BOHRsches 32
Aufschluß 81
– -keller 81
Ausgasekolonne 96

Barium 14, 15
– -carbonat 16
– -hydroxyd 15
– -sulfat 116
Barytwasser 15
Beryllium 11
Bittersalz 119
Blei 16
– -glanz 98
– -kammerverfahren 111
– -papier 94
– -sulfid 94
Blenden 98
Boden-kolloide 127, 128, 133–135
– -reaktion 128–130, 135
BOHR, NIELS 31
Bor 11
– -gruppe 16
BOSCH, CARL 51
Branntkalk 127, 131, 132, 142, 144
Brom 156
BUTLEROW, ALEXANDER MICHAILOWITSCH 27

Calcium 33, 126, 156
– -carbid 73
– -carbonat 126, 127, 129, 130
– -cyanamid 73
– -dihydrogenphosphat 82, 140
– -hydrogencarbonat 129
– -hydrogenphosphat 140
– -hydrogensulfit 100
– -hydroxyd 126, 127, 130, 131
– -ionen 127–129
– -oxyd 126, 127, 130, 131
– -phosphate 77
– -sulfat 70, 103, 105, 116–118
– –, Verwendung 117, 118
Caesium 7, 8
CHADWICK, JAMES 29
Chalkogene 16, 37–121
–, Atombau 88
–, Gruppeneigenschaften 121
–, Wertigkeit 88
Chemie des Ackerbodens 123–146
–, historische Entwicklung 124, 125
chemische Bindung 36–38
chemisches Gleichgewicht 49–51
Chlor 156
– -atom 36
Chloridion 36, 37, 134
Chlor(VII)-oxyd 19
– -molekül 39
CLAUS-Ofen 96, 97
– -Verfahren 96, 97
CURIE, MARIE 27
CURIE, PIERRE 27

DALTON, JOHN 27
Dihydrogenphosphate 80
Dinatriumhydrogenphosphat 81
DÖBEREINER, JOHANN WOLFGANG 10, 11, 13
Drehrohr-ofen 83, 105
– -röstofen 103
Druckwasserwäsche 52, 54
Dünger 126
– -mischungen 141–143
– -pläne 145
Düngung 125

Edelgase 8, 9, 22, 34, 39
Edelgasschale 34
Eisen(III)-oxyd 100
– -kies 98
– -sulfid 159
Eka-Silicium 22
Elektronen-hülle 28, 31
– -paarbindung 39
– -schale 31, 32, 39, 40
– –, äußere 40
– – und chemische Eigenschaften 39, 40
– -schreibweise 37
Elementengruppen 5–9, 17
Emgekali 133
Entschwefelung 95–97
–, Grob- 95–97
–, Fein- 97
Erdalkalimetalle 9
Erhaltungskalkung 130
Etagenröstofen 103, 104

Füllkörper 54
– -kolonne 109

Gallium 14
Gasreinigung, elektrische 107, 108
Generatorgas 45, 52
Germanium 16, 21, 22
Gesetz der Periodizität 11, 12, 20, 22, 34, 40
Gesundungskalkung 130, 141
Gips 105, 117, 119
– -bauplatten 117
– -Schwefelsäureverfahren 105

Glanze 98
Glockenbodenwaschturm 95, 96
Gruppe 13
Gruppeneigenschaften 7

HABER-BOSCH-Verfahren 51–57
–, Reinigung des Synthesegases 52, 53
–, Synthesegasherstellung 52, 53
HABER, FRITZ 51
Halogene 5, 6, 39
Halogenwasserstoffe 5
Handelsdünger 126, 144–146
–, Anwendung in der DDR 144–146
–, Lagerung 144
Hauptgruppe 14, 34
Hederichkainit 135
HEISENBERG, WERNER 29
Helium 8, 9, 33–35
Herd 103
Hydrogen-phosphate 80
– -sulfate 116

Indium 16
Ionen-adsorption 127, 133
– -bildung 35, 36
– -bindung 36, 37, 39
– -molekül 37
– -umtausch 133–135
– -verbindungen 39
Isotope 30, 31
IWANENKO, DIMITIJ DIMITRIJEWITSCH 29

Jod 34, 156

Kalkammonsalpeter 141, 142
Kalkdüngemittel 132–135, 143, 146
–, Anwendung 135
– für die Landwirtschaft in der DDR 146
–, Zusammensetzung 132, 133
Kalkdüngesalz 40er, 133
Kalium 6–8, 33, 126
–, Elektronenschale 33
–, Flammenfärbung 6, 7
–, Reaktion mit Wasser 6, 7
Kalium-chlorid 132, 133
– -ionen 133
– -nitrat 68, 69
– -nitrit 68, 69
– -oxyd 133
– -sulfat 116, 119, 132
Kalkammonsalpeter 70, 72, 73, 75, 77, 136, 138, 162
Kalkdüngemittel 72, 126–132, 143, 146
–, Anwendung 130, 132, 146
–, Wirkung 130, 131
Kalkdüngemittel, Zusammensetzung 126
Kalk-stein 72, 73
– -stickstoff 70, 73, 75, 136, 138, 139, 143
Karbidkalkhydrat 127
Kiese 98
Kieselsäure 19
Kieserit 83, 105, 115, 119
Kobalt 14
Kohlendioxyd 45, 129
Kohlensäure 129
kohlensaurer Kalk 127, 132
Kohlenstoffgruppe 16
Kontakt-Gift 107
– -ofen 108, 109
– -rohr 56
– -verfahren 106–110
Konvertierung 52–54
KOSSEL, WALTER 39
Kopfdünger 135, 137
Kreislaufverfahren 56
Kristallwasser 117, 119
Krümelstruktur 127, 135, 162
Krumendünger 135, 137, 140
Krypton 8, 9
K-Schale 31–33
KÜHNE, H. 105
Kupfer-gruppe 14
– -kies 98
– -nitrat 66, 67
– -schiefer 98
– -sulfat 118, 119

Lanthanidengruppe 14
Leunakalk 72, 127, 132
LIEBIG, JUSTUS VON 124, 125
Lithium 7, 8, 33
Löschkalk 127, 142
Löten 60
Lötstein 60, 158
L-Schale 32, 33
Luft 43

Magnesium 156
– -nitrat 65
– -phosphat 83
– -sulfat 103, 119
Mehrnährstoffdünger 141, 142
MENDELEJEW, DIMITRIJ IWANOWITSCH 11–13, 21–24, 34
Mendelevium 24
Metalle 17, 40
MEYER, LOTHAR 13
Mg-Phosphat 83, 84, 139, 141
Mischgas 52, 54
Mischungstafel 143
MITSCHERLICH, EILHARD ALFRED 125
M-Schale 32, 33
MÜLLER-KÜHNE-Verfahren 105
MÜLLER, WOLFGANG 105

Nährstoff-gehalt 126
– -karten 130
Natrium 6–8, 35, 36
–, Flammenfärbung 6, 7
–, Reaktion mit Wasser 6, 7
Natrium-chlorid 37, 135
– -ion 35, 135
– -nitrat 68, 69 s. a. Natronsalpeter
– -nitrit 68
– -sulfat 116
Natronsalpeter 70, 75, 136, 138
Nebengruppe 14
Neon 8, 9
Neutron 29, 32
Neutronenzahl 30
NEWLANDS, JOHN A. R. 10, 11, 13
Nichtmetalle 17, 40
Niederschlagselektrode 108
Nitrate 65, 68, 69
Nitration 65, 69, 136
–, Nachweis 69
Nitrophoska 82, 84, 141, 143
N-Schale 32, 33

Ordnungszahl 13, 29, 31
OSTWALD-Verfahren 61–64
OSTWALD, WILHELM 61
Oxyde, basischer Charakter 17–19
–, saurer Charakter 17–19

Perchlorsäure 19
Periode 12, 13
Periodensystem der Elemente 9–24, 33–35
–, Änderung der Wertigkeit im 19, 20
–, Aufbau 13, 14
–, basischer und saurer Charakter der Oxyde 17–19
–, Bedeutung 22
–, Beziehungen zum Atombau 33–35
–, Gesetzmäßigkeiten im 17–20
–, Hauptgruppen 13–17
–, historische Entwicklung 9–11
– Verteilung von Metallen und Nichtmetallen 17
Pflanzennährstoffe 126
Phosphatdüngemittel 81–84, 139 bis 141, 143, 146
–, Anwendung 139–141
– -industrie in der DDR 83, 84
–, Produktion in der DDR 84
– für die Landwirtschaft in der DDR 146
–, Zusammensetzung 139
Phosphate 80–83
–, Säureaufschluß 81, 82

Phosphate, thermischer Aufschluß 83
Phosphation, Nachweis 81
Phosphor 11, 19, 42, 43, 77–79, 85, 126
–, Eigenschaften 77–79, 85
–, roter 78, 79
–, Verwendung 79
–, Vorkommen 77
–, weißer 78
Phosphor-brandbombe 79
– (V)-oxyd 79–80, 126
Phosphorit 77, 81
Phosphorsäure 79, 80, 82, 142
p_H-Wert 129, 162
Polonium 16, 87, 88
Portlandzement 105
Proton 29, 36
Protonenzahl 29, 30
Pyrit 98, 102, 104, 115, 159

Radioaktivität 16
Radium 14
Reaktionsfähigkeit 39
Reaktionsgeschwindigkeit 50, 51
–, Druckeinfluß 50, 51
–, Katalysatoreinfluß 51
–, Temperatureinfluß 50, 51
Reformkali 133
Rieselturm 64
Röstgase 102
Rubidium 7, 8
Rührkessel 71
RUTHERFORD-BOHRsches Atommodell 32, 36
RUTHERFORD, ERNEST 27, 28, 31

Salmiak 59
Salpetersäure 61–68, 75, 77, 84
–, Eigenschaften 64–66
–, Herstellung 62–64
–, konzentrierte 65, 66
– –, Eigenschaften 66
–, rote rauchende 64, 65
–, Salze s. Nitrate
–, verdünnte 64, 65
–, Verwendung 67, 68
salpetrige Säure 68
Sauerstoff 45, 87, 88, 121
Scandium 21
SCHÄTZEL, BERNHARD 105
Scheidewasser 68
Schlempekali-Phosphat 141, 142
Schwefel 11, 87–92, 95–98, 121, 159
–, Eigenschaften 89, 90, 159
–, Gewinnung 88, 89, 96, 97
–, Produktion in der DDR 89
–, Verhalten gegen Metalle 92
–, Verwendung 90, 91
–, Vorkommen 88
Schwefel-dioxyd 96–102
Schwefel-dioxyd, Darstellung 99
– –, Eigenschaften 100, 101
– –, Herstellung 102–106
– –, Verwendung 100
– -kohlenstoff 89, 91
– -säure 101–116, 160, 161
– –, Anhydrid s. Schwefeltrioxyd
– –, Di- 106, 109
– –, Eigenschaften 111–113
– –, Herstellung 102–111, 160, 161
– –, konzentrierte 112, 113
– –, Produktion in der DDR 113–116
– –, Salze s. Sulfate
– –, verdünnte 112
– –, Verwendung 113, 114
schwefelsaures Kali 133
Schwefel-trioxyd 100–102, 109, 160
– –, Eigenschaften 101
– –, Herstellung 100, 101, 160
– -wasserstoff 92–96, 130
– –, Darstellung 93, 96
– –, Eigenschaften 93, 94
– –, -säure 94
schweflige Säure 100
Selen 16, 87, 88, 120, 121
Selendioxyd 120
selenige Säure 120
Selenwasserstoff 120
Silbernitrat 69
Siebenjahrplan 75, 77, 84, 144, 146
Siliciumdioxyd 19
SPRENGEL, CARL 124
Sprühkatode 108
Sprühturm 72, 73
Stickstoff 43–46, 61, 85, 126
–, Darstellung 44, 45
–, Eigenschaften 45, 85
–, Oxydation 61
–, Verwendung 46
–, Vorkommen 43, 44
Stickstoff-dioxyd 62, 63, 65, 67
– -düngemittel 69–73, 136–139, 146
– –, Anwendung 136–139
– –, Produktion in der DDR 76
– – für die Landwirtschaft der DDR 146
– –, Zusammensetzung 136
– -gruppe 16, 42, 43, 85
– –, Atombau 42, 43
– –, Wertigkeit 42, 43
– -industrie in der DDR 73–76
– -monoxyd 62–64, 66, 67
Strichprobe 67
Strontium 14
Stuckgips 117
Sublimation 90
Sulfate 102, 116–119, 161, 162
–, Eigenschaften 116
–, thermische Zersetzung 102, 105
–, Vorkommen 116
Sulfation Nachweis 116
Sulfide 92–94
–, Schwermetall- 94
– sulfidische Erze 98, 99, 102–104
–, Eigenschaften 98, 99
–, Rösten 102–104
–, Verwendung 99
–, Vorkommen 98
Sulfosolvan-anlage 95, 96
– -lösung 95
Superphosphat 81, 82, 84, 139–143
–, Doppel- 82
–, granuliertes 82, 84, 140
Sylvinit 133, 135

Tauchsaugfilter 71
Tellur 16, 87, 88, 120, 121
THAER, ALBRECHT VON 124
Thomas-phosphat 83, 139, 141
– -schlacke 83
Triade 10, 11
Tri-calciumphosphat 81, 140
– -magnesiumphosphat 139
– -silberphosphat 81
Trockenreinigung 95
Trommelfilter 71, 72
Turmverfahren 111

Übergangselemente 14
Überkalkung 131, 132
Umlaufpumpe 56

Vakuumverdampfer 71
Valenzelektronen 36
Vanadium(V)-oxyd 100
VEB Chemiewerk Coswig 81, 83, 84, 105, 111, 113, 115, 116
VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld 75, 79
VEB Farbenfabrik Wolfen 75, 105, 111, 113, 115, 116
VEB Chemiefaserwerk „Friedrich Engels" Premnitz 91, 104, 111
VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" 45, 53, 70–73–75
VEB Mansfeld-Kombinat „Wilhelm Pieck" Eisleben 99, 111, 121
VEB Stickstoffwerk Piesteritz 75, 79, 80
VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck" Schwarza 91, 103, 111
Verbrennungsofen 63, 64
Vereinigtes Kernforschungsinstitut Dubna 27
Versauerung des Bodens 130
Voraussage neuer Elemente 21

Wärmeaustauscher 53, 64
Waschturm 54
Wassergas 52
Wasserstoff 33, 35
– -ion 133
Wertigkeit 19, 20, 39
WINKLER, CLEMENS 21, 22
WINKLER-Generator 53
Wirbelschicht-röstöfen 104
– -verfahren 104
Wirtschaftsdünger 126
Wismut 16, 42, 43, 84, 85
Xenon 8, 9
Zentralinstitut für Kerntechnik 27
Zinkblende 98
Zinn 16
Zweierschale 34, 39

Abbildungen

Bauernbild, Berlin (5. Kapitelbild, 92, 104, 105, 109); Dewag-Werbung, Berlin (1. Kapitelbild, 1, 58); Wolfgang Eisenhuth, Berlin (89, 91); Louis Held, Weimar (2); Herbert Hensky, Berlin-Rahnsdorf (46, 47, 48, 71); Heinz Krüger, Berlin-Falkensee (78); Pressefoto Krüger, Halle (87); Museum für deutsche Geschichte (52); Dr. Rudolf Schrameier, Potsdam (96, 97); VEB Chemiewerk Coswig (59, 61, 76); VEB Farbenfabrik Wolfen (38, 49, 4. Kapitelbild. 80); VEB Kombinat „Otto Grotewohl" Böhlen (69); VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht" (27, 29, 31, 32, 44, 51, 53, 54); VEB Thüringisches Kunstfaserwerk „Wilhelm Pieck" Schwarza (75, 84); Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Bildstelle, Berlin (4, 6, 40, 94, 108); Zentralbild Berlin (5, 2. Kapitelbild, 8, 9, 10, 3. Kapitelbild, 26, 82, 98, 102).
Die Zeichnungen wurden nach Vorlagen der Autoren und der Redaktion von Heinrich Linkwitz, Berlin, Johannes Liebert, Leipzig, Erwin Wagner, Berlin, Heinz Grothmann, Berlin und Robert Specht, Berlin-Staaken angefertigt.

	I. GRUPPE		II. GRUPPE		III. GRUPPE		IV. GRUPPE	
	Haupt-gruppe	Neben-gruppe	Haupt-gruppe	Neben-gruppe	Haupt-gruppe	Neben-gruppe	Haupt-gruppe	Neben-gruppe
1. Periode	1 H 1,0080							
2. Periode	3 Li 6,940		4 Be 9,013		5 B 10,82		6 C 12,011	
3. Periode	11 Na 22,991		12 Mg 24,32		13 Al 26,98		14 Si 28,09	
4. Periode	19 K 39,100		20 Ca 40,08			21 Sc 44,96		22 Ti 47,90
		29 Cu 63,54		30 Zn 65,38	31 Ga 69,72		32 Ge 72,60	
5. Periode	37 Rb 85,48		38 Sr 87,63			39 Y 88,92		40 Zr 91,22
		47 Ag 107,880		48 Cd 112,41	49 In 114,82		50 Sn 118,70	
6. Periode	55 Cs 132,91		56 Ba 137,36			57* La 138,92		72 Hf 178,50
		79 Au 197,0		80 Hg 200,61	81 Tl 204,39		82 Pb 207,21	
7. Periode	87 Fr ⟨223⟩		88 Ra ⟨226⟩			89** Ac ⟨227⟩		

*Lanthaniden	58 Ce 140,13	59 Pr 140,92	60 Nd 144,27	61 Pm ⟨147⟩	62 Sm 150,35	63 Eu 152,0	64 Gd 157,2
**Actiniden	90 Th 232,05	91 Pa ⟨231⟩	92 U 238,07	93 Np ⟨237⟩	94 Pu ⟨242⟩	95 Am ⟨243⟩	96 Cm ⟨247⟩

V. GRUPPE		VI. GRUPPE		VII. GRUPPE		VIII. GRUPPE			
Hauptgruppe	Nebengruppe	Hauptgruppe	Nebengruppe	Hauptgruppe	Nebengruppe	Hauptgruppe	Nebengruppe		
						2 He 4,003			
7 N 14,008		8 O 16		9 F 19,00		10 Ne 20,183			
15 P 30,975		16 S 32,066		17 Cl 35,457		18 Ar 39,944			
	23 V 50,95		24 Cr 52,01		25 Mn 54,94		26 Fe 55,85	27 Co 58,94	28 Ni 58,71
33 As 74,91		34 Se 78,96		35 Br 79,916		36 Kr 83,80			
	41 Nb 92,91		42 Mo 95,95		43 Tc ⟨99⟩		44 Ru 101,1	45 Rh 102,91	46 Pd 106,4
51 Sb 121,76		52 Te 127,61		53 J 126,91		54 Xe 131,30			
	73 Ta 180,95		74 W 183,86		75 Re 186,22		76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,09
83 Bi 209,00		84 Po ⟨210⟩		85 At ⟨210⟩		86 Rn ⟨222⟩			

65 Tb 158,93	66 Dy 162,51	67 Ho 164,94	68 Er 167,27	69 Tm 168,94	70 Yb 173,04	71 Lu 174,99

97 Bk ⟨249⟩	98 Cf ⟨251⟩	99 Es ⟨254⟩	100 Fm ⟨253⟩	101 Md ⟨256⟩	102 No	103

Die Zahlen in Klammern beziehen sich jeweils auf ein Isotop dieses Elementes.

03916 - 2