

CHEMIE

NEUNTES SCHULJAHR • MITTELSCHULE

CHEMIE

EIN LEHRBUCH
FÜR DAS NEUNTE SCHULJAHR
DER MITTELSCHULE

Vorläufige Ausgabe



VOLK UND WISSEN VOLKSEIGENER VERLAG BERLIN

1958

Manuskripte für dieses Lehrbuch verfaßten
Gerhard Meyendorf
und Dr. Horst Möhle.

Bearbeitung:
Klaus Sommer und Hans Thomassen

Redaktionsschluß: 15. Mai 1958

ES 11 H · Bestell-Nr. 03910-1 · 1,90 DM · Lizenz Nr. 203 · 1000/58(E)

Satz und Druck: B. G. Teubner, Leipzig (III/18/154)

Inhalt

1. Kapitel: Chemische Grundbegriffe und Grundgesetze	
Die Stoffe	5
Chemische Reaktionen	15
Chemische Grundgesetze	20
Stöchiometrische Rechnungen	25
Wiederholungsfragen und Aufgaben	30
2. Kapitel: Der Stickstoff und seine wichtigsten Verbindungen	
Stickstoff	33
Ammoniak	35
Salpetersäure	52
Salze der Salpetersäure	59
Bedeutung des Stickstoffs für die Pflanze	60
Stickstoffdüngemittel	61
Die Stickstoffindustrie der Deutschen Demokratischen Republik ...	68
Wiederholungsfragen und Aufgaben	71
3. Kapitel: Elektrochemische Vorgänge in Lösungen	
Elektrolyte und Nichtelektrolyte	73
Ionen	76
Dissoziation von Hydroxyden, Säuren und Salzen	80
Entstehung und Eigenschaften der Ionen	82
Ionenreaktionen	83
Wiederholungsfragen und Aufgaben	85
4. Kapitel: Kupfer	
Kupfererze	86
Rohkupfer	88
Raffination des Rohkupfers	91
Eigenschaften und Verwendung des Kupfers	94
Kupferlegierungen	97
Die Kupfererzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik	98
Wiederholungsfragen und Aufgaben	100
Zusammenfassung des Jahresstoffes	101
Einige wichtige Elemente	106



Blick in ein Forschungslaboratorium.

In den Laboratorien sind Chemiker und Laboranten unermüdlich tätig, die Eigenschaften der Stoffe und die Gesetze, nach denen sie reagieren, zu erforschen. Alle Vorgänge in der Natur verlaufen nach bestimmten unabänderlichen Naturgesetzen. Je besser wir die Naturgesetze erkennen, desto mehr werden wir in der Lage sein, die Natur zu beherrschen. Im 1. Kapitel werden wir uns mit wichtigen chemischen Grundbegriffen und Grundgesetzen beschäftigen.

1. KAPITEL

Chemische Grundbegriffe und Grundgesetze

Die Chemie ist die Wissenschaft von den Stoffen und den Stoffumwandlungen. Sie beschäftigt sich mit den Vorkommen, der Gewinnung, der technischen Herstellung und der Verwendung der Stoffe. Beim Studium der Chemie untersuchen wir die Zusammensetzung und die Eigenschaften der Stoffe, die Vorgänge bei Stoffumwandlungen sowie die Gesetzmäßigkeiten, nach denen diese Vorgänge ablaufen.

Die Stoffe

1. Einteilung der Stoffe. Die Stoffe können an ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften erkannt werden, zum Beispiel an Farbe, Glanz, Härte, Löslichkeit,

Schmelzpunkt, Siedepunkt, Wichte, Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität, Geruch, Reaktionsfähigkeit, Verhalten gegenüber bestimmten Reagenzien. Man unterscheidet reine Stoffe und Gemenge.

Reine Stoffe sind einheitlich aufgebaut. Gemenge bestehen aus verschiedenen stofflichen Bestandteilen, die sich in ihren Eigenschaften unterscheiden.

Die reinen Stoffe werden in chemische Elemente und chemische Verbindungen eingeteilt.

Chemische Elemente sind reine Stoffe, die sich mit chemischen Verfahren nicht in andere Stoffe zerlegen und nicht aus anderen Stoffen aufbauen lassen. Chemische Verbindungen sind reine Stoffe, die durch Vereinigung von mindestens zwei Elementen entstanden sind und wieder in diese zerlegt werden können.

Gegenwärtig sind 102 chemische Elemente bekannt, die nach ihren Eigenschaften in Metalle und Nichtmetalle eingeteilt werden.

Metalle sind im allgemeinen bei Zimmertemperatur fest. Eine Ausnahme bildet das Quecksilber, das erst bei $-38,8^{\circ}\text{C}$ erstarrt. Die Metalle besitzen einige gemeinsame Eigenschaften, wie den charakteristischen Metallglanz und gute Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität. Etwa dreiviertel aller Elemente sind Metalle. Sie werden nach verschiedenen Einteilungsprinzipien zu bestimmten Gruppen zusammengefaßt.

Nach der Wichte wird zwischen **Leichtmetallen** und **Schwermetallen** unterschieden. Die Grenze zwischen beiden Gruppen liegt bei einer Wichte von 5 p/cm^3 .

Tabelle 1. Wichtige Leichtmetalle und Schwermetalle

Leichtmetalle		Schwermetalle	
Name	Wichte in p/cm^3	Name	Wichte in p/cm^3
Kalium	0,86	Zink	7,13
Natrium	0,97	Eisen	7,87
Calcium	1,55	Nickel	8,90
Magnesium	1,74	Kupfer	8,93
Aluminium	2,70	Silber	10,50
		Blei	11,34
		Quecksilber ...	13,55
		Gold	19,29
		Platin	21,45

Nach dem chemischen Verhalten gegenüber Sauerstoff werden die Metalle in **unedle Metalle** (zum Beispiel Natrium, Zink, Eisen), **Halbedelmetalle** (zum Beispiel Kupfer, Quecksilber) und **Edelmetalle** (zum Beispiel Silber, Gold) eingeteilt.

Die **Nichtmetalle** sind bei Zimmertemperatur ebenfalls zum größten Teil feste Stoffe, zum Beispiel Schwefel und Kohlenstoff. Einige Nichtmetalle sind jedoch bei

Zimmertemperatur gasförmig, wie Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor. Die Nichtmetalle zeigen keinen Metallglanz und leiten Wärme und Elektrizität sehr schlecht.

Die Zahl der heute bekannten **chemischen Verbindungen** ist außerordentlich groß. Sie beträgt etwa 750 000. Die Gesamtheit der Verbindungen kann man auf Grund von Übereinstimmungen in ihrem Aufbau und chemischen Verhalten in verschiedene Gruppen einteilen. Solche Gruppen sind die **Oxyde**, die **Hydroxyde**, die **Säuren** und die **Salze**.

**Oxyde sind die Sauerstoffverbindungen der Elemente.
Hydroxyde sind Verbindungen, die sich aus Metallen und Hydroxylgruppen zusammensetzen.
Säuren sind Verbindungen, die sich aus Wasserstoff und Säurerest zusammensetzen.
Salze sind Verbindungen, die sich aus Metallen und Säureresten zusammensetzen.**

Viele Elemente und Verbindungen kommen als **Mineralien** in Lagerstätten in der Natur vor.

Mineralien sind Elemente oder Verbindungen, die in der festen Erdkrinde vorkommen.

Bekannte Mineralien sind Steinsalz, Schwefel, Diamant, Graphit, Braunkohle, Steinkohle, Gips, Anhydrit, Kalkstein, Quarz, Magneteisenstein, Roteisenstein, Pyrit und andere. Die zuletzt genannten drei werden auch als **Erze** bezeichnet.

Erze sind Mineralien mit genügend hohem Metallgehalt, die wirtschaftlich zur Metallgewinnung ausgenutzt werden können.

Einige Elemente und Verbindungen bilden **Kristalle**.

Kristalle sind regelmäßig geformte Körper, die von ebenen Flächen begrenzt werden und auf natürliche Weise entstanden sind.

Die Ursache für einen derartigen regelmäßigen Aufbau der Stoffe ist die gesetzmäßige Anordnung kleiner Teilchen innerhalb der Kristalle.

2. Atome. In ihrem Bestreben, die Natur und ihre Erscheinungen immer genauer zu erforschen, haben sich die Menschen schon vor mehr als zwei Jahrtausenden die Frage vorgelegt, aus welchen Bausteinen die Stoffe zusammengesetzt sind. Bereits 400 Jahre vor unserer Zeitrechnung vertrat der griechische Philosoph DEMOKRIT die Auffassung, daß alle Stoffe aus unzerlegbaren kleinsten Teilchen, den Atomen, bestehen. DEMOKRIT und auch andere griechische Philosophen konnten jedoch ihre Vorstellungen vom Aufbau der Stoffe nicht durch experimentelle Forschungsergebnisse belegen. Je mehr Fortschritte die wissenschaftliche Forschung machte, desto genauer

wurden auch die Erkenntnisse über den Aufbau der Stoffe. Im 18. Jahrhundert wies der russische Gelehrte **MICHAEL WASSILIEWITSCH LOMONOSSOW** darauf hin, daß die Stoffe aus Atomen und Molekülen aufgebaut sind und wandte seine Erkenntnisse zur Erklärung chemischer Reaktionen an. Der Engländer **JOHN DALTON** stellte Anfang des 19. Jahrhunderts auf der Grundlage der damaligen Kenntnisse eine Atomlehre auf, die später in ihren Grundzügen durch genauere Forschungen bestätigt wurde.

Bei chemischen Reaktionen treten keine kleineren Massenteilchen als die Atome auf. Daher wurde das Atom lange Zeit als kleinster Baustein der Stoffe angesehen. Zu genaueren Erkenntnissen über das Atom kam man erst um die Wende zum 20. Jahrhundert.

Der englische Physiker **ERNEST RUTHERFORD** (Abb. 1) bewies experimentell, daß die Atome eine bestimmte Struktur haben. **RUTHERFORD** entwickelte auf der Grundlage seiner Forschungsergebnisse ein Modell vom Aufbau der Atome, das später von dem Dänen **NIELS BOHR** (Abb. 2) vervollkommen wurde. Jedes Atom setzt sich aus einem positiv elektrisch geladenen Atomkern und der aus negativ elektrisch geladenen Teilchen bestehenden Atomhülle zusammen. Das **RUTHERFORD-BOHRSCHE** Atommodell ermöglicht die Veranschaulichung des wirklichen Aufbaus der Atome.

Zahlreiche Wissenschaftler aus allen Teilen der Erde haben dazu beigetragen, die Struktur der Atome immer genauer zu erforschen. Im Jahre 1919 gelang es **RUTHERFORD**, durch Abspaltung von positiv elektrisch geladenen Teilchen aus dem Atomkern, Sauerstoff in Stickstoff umzuwandeln. **RUTHERFORD** bewies damit einmal, daß die Atomkerne positiv geladene Teilchen enthalten, die man als **Protonen** bezeichnet. Zum anderen konnte er aber die bis dahin als unumstößlich geltende Ansicht widerlegen, daß die Elemente nicht ineinander umgewandelt werden können. 1930 entdeckte der englische Physiker **JAMES CHADWICK** einen weiteren Baustein des Atomkerns, das elektrisch neutrale **Neutron**. 1932 entwickelten unabhängig voneinander

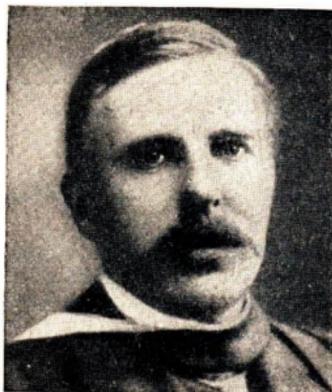


Abb. 1 ERNEST RUTHERFORD



Abb. 2 NIELS BOHR



Abb. 3 WERNER HEISENBERG



Abb. 4 DMITRI DMITRIJEWITSCH IWANENKO

der deutsche Physiker WERNER HEISENBERG (Abb. 3) und der sowjetische Physiker DMITRI DMITRIJEWITSCH IWANENKO (Abb. 4) die Lehre, daß alle Atomkerne aus Protonen und Neutronen bestehen.

Aus allen diesen Entdeckungen wissen wir heute, daß die Atome nicht die kleinsten Teilchen der Stoffe sind, sondern aus noch kleineren Massenteilchen bestehen.

Nach unseren heutigen Kenntnissen setzen sich die Atome aus Atomkern und Atomhülle zusammen. Der Atomkern besteht aus positiv elektrisch geladenen Teilchen, den Protonen, und aus ungeladenen, also elektrisch neutralen Teilchen, den Neutronen. Die Anzahl der Protonen ist charakteristisch für die einzelnen Elemente. Jedes Element enthält eine bestimmte Anzahl Protonen im Atomkern. Man kann die Elemente nach der Protonenzahl ordnen. Die Protonenzahl wird daher auch als **Ordnungszahl** bezeichnet.

Die Neutronen haben etwa die gleiche Masse wie die Protonen. Ihre Zahl ist teilweise bei den einzelnen Atomen eines Elementes unterschiedlich. So besteht zum Beispiel der Kern eines Magnesiumatoms aus 12 Protonen und 12 Neutronen. Daneben existieren jedoch auch Magnesiumatome, deren Kern 12 Protonen und 13 Neutronen beziehungsweise 12 Protonen und 14 Neutronen enthalten. Der Aufbau der Atomkerne einiger Elemente ist in Tabelle 2 (Seite 10) zusammengestellt.

Die Atomhülle besteht aus negativ elektrisch geladenen **Elektronen**. Jedes Elektron hat eine negative elektrische Ladung, die in der Größe der des Protons gleicht.

Ein Atom erscheint nach außen hin elektrisch neutral. Die positiven und negativen Ladungen innerhalb des Atoms müssen sich demnach ausgleichen. Die Anzahl der Elektronen muß der Protonenzahl (Ordnungszahl) entsprechen.

Wir erkennen, daß der Atomkern und die Elektronen der Atomhülle entgegengesetzt elektrisch geladen sind. Dennoch bilden sie eine Einheit, das Atom. Die Einheit von Gegensätzen ist eine gesetzmäßige Erscheinung der Natur. Wir werden sie beim weiteren Studium der Chemie immer wieder feststellen.

Tabelle 2. Aufbau der Atomkerne einiger Elemente

Element	Symbol	Protonenzahl = Ordnungszahl	Neutronenzahl (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; 9; 10
Fluor	F	9	10
Neon	Ne	10	10; 11; 12
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; 17; 18
Chlor	Cl	17	18; 20
Argon	Ar	18	22; 18; 20
Kalium	K	19	20; 22
Calcium	Ca	20	20; 22; 23; 24; 28

Die Elektronen haben nur $\frac{1}{1837}$ der Masse des Protons, also im Vergleich zu diesem eine wesentlich kleinere Masse. Fast die gesamte Masse des Atoms ist demnach im Atomkern vereinigt.

Wie alles in der Natur, sind auch die Elektronen in ständiger Bewegung. Sie bewegen sich in bestimmten Abständen mit sehr großer Geschwindigkeit um den Atomkern. Dabei beschreiben sie Bahnen, die in verschiedenen Ebenen des Raumes verlaufen. Mehrere Bahnen, die etwa die gleiche Entfernung vom Kern haben, faßt man zu einer **Schale** zusammen. Es ist üblich, die Schalen mit großen Buchstaben, beginnend mit K, zu bezeichnen. Die Schalen können jeweils nur eine bestimmte Anzahl Elektronen aufnehmen (Tabelle 3).

Tabelle 3. Elektronenschalen

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

Das Wasserstoffatom ist das am einfachsten aufgebaute Atom. Es besteht aus einem Proton als Kern, der von einem Elektron umkreist wird (Abb. 5).

Der Kern des Sauerstoffatoms besteht aus 8 Protonen und 8 (beziehungsweise 9 oder 10) Neutronen. In der Atomhülle müssen sich 8 Elektronen befinden. Nach den

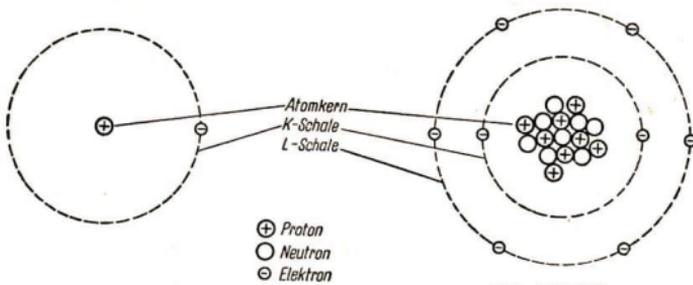


Abb. 5 Modell eines Wasserstoffatoms

Abb. 6 Modell eines Sauerstoffatoms

Angaben in Tabelle 3 kann die K-Schale nur 2 von ihnen aufnehmen. Die restlichen 6 Elektronen befinden sich in der L-Schale (Abb. 6). Abbildung 7 stellt den Atomaufbau einiger wichtiger Elemente in vereinfachter Form dar.

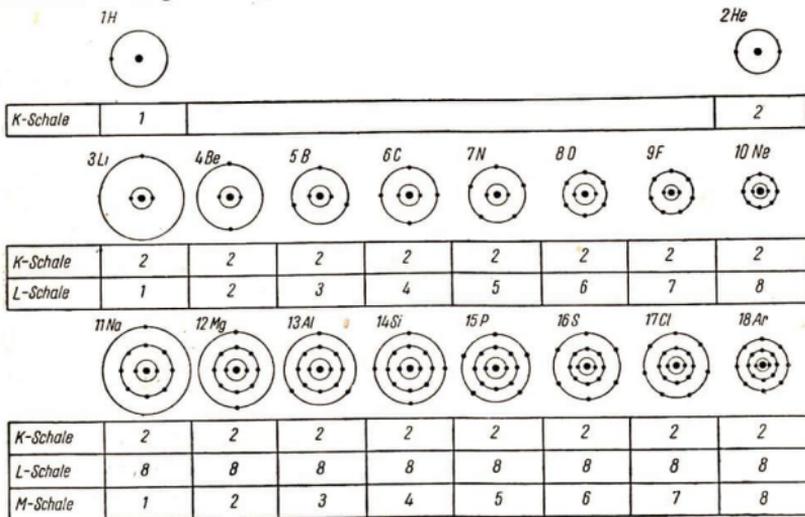


Abb. 7 Atomaufbau einiger wichtiger Elemente

Der Durchmesser eines Atomkerns beträgt etwa 0,000 000 000 001 cm, der des gesamten Atoms etwa 0,000 000 01 cm. Wir erkennen, daß der Durchmesser des Atomkerns nur etwa $\frac{1}{10000}$ des Atombauausmaßes ausmacht. Das Atom ist nur zu einem äußerst geringen Teil mit Stoff erfüllt. Zum Vergleich des Durchmessers des Atomkerns mit dem Atombauausmaß denken wir uns ein Atom so stark vergrößert, daß es gerade in ein dreigeschossiges Wohnhaus von 15 m Höhe hineinpaßt. Dann müßte der Atomkern durch einen Stecknadelkopf in der Mitte des Hauses dargestellt werden.

Diese Feststellungen zeigen uns bereits, welche ungeheure wissenschaftliche Leistung die Erforschung des Baus der Atome bedeutet. Man kann sich kaum etwas schwerer Erforschbares als ein Atom vorstellen. Trotzdem hat menschlicher Forschergeist diese scheinbare Schranke unserer Erkenntnis überwunden und damit bewiesen, daß es nichts Unerkennbares gibt. Unsere heutigen Kenntnisse über den Aufbau der Atome sind natürlich weit umfangreicher, als sich das hier darstellen läßt. Die Erforschung der Energien des Atomkerns nimmt einen vorrangigen Platz in der Wissenschaft ein. An vielen Stellen in der Welt bestehen Atomforschungszentren. Die führende Stellung auf diesem Gebiet nimmt heute die sowjetische Atomforschung ein. Das Kernforschungsinstitut Dubna im Gebiet von Moskau ist das bedeutendste seiner Art in der ganzen Welt. Auch in der Deutschen Demokratischen Republik entsteht gegenwärtig mit Unterstützung der Sowjetunion ein Kernforschungszentrum, das Zentralinstitut für Kernphysik in Rossendorf bei Dresden. Der Bau dieses Instituts wurde im Jahre 1955 vom Ministerrat unserer Republik beschlossen. Die ersten Anlagen konnten bereits 1957 in Betrieb genommen werden.

Atome sind die kleinsten Teilchen der Elemente, die noch die Eigenschaften dieser Elemente besitzen. Sie bestehen aus einem Atomkern, der aus positiv elektrisch geladenen Protonen und elektrisch neutralen Neutronen aufgebaut ist. Der Kern wird von einer Hülle aus negativ elektrisch geladenen Elektronen umgeben. Die Anzahl der Protonen und der Elektronen ist gleich groß und für jedes Element charakteristisch (Ordnungszahl). Alle Atome eines Elementes sind untereinander in ihren chemischen Eigenschaften gleich.

3. Moleküle. Die Atome der einzelnen Elemente können sich zu Molekülen vereinigen. Moleküle sind die kleinsten Teilchen der Verbindungen. Sie entstehen durch Vereinigung von mindestens 2 Atomen und besitzen alle chemischen Eigenschaften der Verbindung. Alle Moleküle einer Verbindung sind untereinander in ihren chemischen Eigenschaften gleich.

Genaue Untersuchungen haben ergeben, daß bei den gasförmigen Elementen Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Chlor jeweils 2 Atome zusammengelagert sind. Auch diese, aus 2 Atomen ein und desselben Elements bestehenden Teilchen werden als Moleküle bezeichnet. Der Molekülbegriff erfährt damit eine Erweiterung.

Moleküle sind Teilchen, in denen mindestens 2 Atome vereinigt sind. Alle Moleküle eines Stoffes sind untereinander in ihren Eigenschaften gleich.

Das Vorhandensein von Molekülen bei einigen gasförmigen Elementen muß auch in der chemischen Symbolik zum Ausdruck kommen. Man schreibt deshalb für

Wasserstoff	H_2	Stickstoff	N_2
Sauerstoff	O_2	Chlor	Cl_2

Die gasförmigen Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor treten frei als zweiatomige Moleküle auf.

4. Atomgewicht und Molekulargewicht. Die Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich durch ihre Masse. Die absolute Masse der Atome ist außerordentlich klein und kann nicht durch Wägung ermittelt werden, sondern nur durch Berechnungen. Für das Element Wasserstoff wurde der Wert

0,000 000 000 000 000 000 001 673 g

gefunden. In der chemischen Fachsprache ist es vielfach noch üblich, mit dem Wort „Gewicht“ eine Masse zu kennzeichnen. Daher wird in der Chemie die absolute Masse eines Atoms als das **absolute Atomgewicht** des betreffenden Elements bezeichnet. Derartig kleine Zahlen wie das oben angegebene absolute Atomgewicht des Wasserstoffs bereiten bei Berechnungen unnötige Schwierigkeiten. Zu Beginn des 19. Jahrhunderts wurden die Atomgewichte von dem englischen Naturforscher JOHN DALTON als Vielfache des leichtesten Atoms, des Wasserstoffatoms, ausgedrückt. DALTON setzte das Atomgewicht für Wasserstoff auf 1 fest. Sauerstoff hatte nach dieser Feststellung, da er 15,88 mal schwerer als Wasserstoff ist, das Atomgewicht 15,88.

Die Atomgewichte werden durch Untersuchung der Verbindungen der Elemente ermittelt. Dazu müssen möglichst viele Verbindungen untersucht werden, in denen das betreffende Element vorkommt. Da die meisten Elemente mehr Verbindungen mit dem Sauerstoff als mit dem Wasserstoff eingehen, hat es sich im Laufe der Zeit als zweckmäßig erwiesen, das Atomgewicht des Sauerstoffs auf genau 16,0000 festzulegen. Die Einheit für das Atomgewicht ist jetzt somit $\frac{1}{16}$ des Gewichts des Sauerstoffatoms. Für Wasserstoff ergibt sich dann das Atomgewicht 1,008. Das auf $\frac{1}{16}$ des Gewichts des Sauerstoffatoms bezogene Atomgewicht eines Elements wird als **relatives Atomgewicht** bezeichnet. Die relativen Atomgewichte sind Verhältniszahlen und haben daher keine Benennung. Wenn zum Beispiel das Element Schwefel das Atomgewicht 32 hat, so heißt das, daß ein Schwefelatom 32 mal so schwer wie der sechzehnte Teil des Sauerstoffatoms ist.

Das Atomgewicht ist die Zahl, die angibt, wie schwer ein Atom eines Elementes im Vergleich zum sechzehnten Teil des Gewichtes des Sauerstoffatoms ist.

In der Tabelle 12 werden die Atomgewichte einiger wichtiger Elemente angegeben.

Das **Molekulargewicht** einer Verbindung wird durch Addition der Atomgewichte der in einem Molekül dieser Verbindung enthaltenen Atome ermittelt. Das sei an einigen Beispielen erläutert. Die Atomgewichte sind im allgemeinen keine ganzen Zahlen. Aus Zweckmäßigkeitsgründen führen wir jedoch unsere Berechnungen mit gerundeten Werten durch.

Ein Molekül Kupfer(II)-oxyd CuO besteht aus:

1 Atom Kupfer mit dem Atomgewicht	64
1 Atom Sauerstoff mit dem Atomgewicht	<u>16</u>
Das Molekulargewicht von Kupfer(II)-oxyd ist	80

Ein Molekül Schwefelsäure H₂SO₄ besteht aus:

2 Atomen Wasserstoff mit dem Atomgewicht 1	2 · 1 = 2
1 Atom Schwefel mit dem Atomgewicht 32	1 · 32 = 32
4 Atomen Sauerstoff mit dem Atomgewicht 16	4 · 16 = 64
Das Molekulargewicht von Schwefelsäure ist	<u>98</u>

In gleicher Weise ermittelt man das Molekulargewicht der gasförmigen Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor. So hat Sauerstoff O_2 mit dem Atomgewicht 16 das Molekulargewicht 32.

Das Molekulargewicht ist die Summe der Atomgewichte der in einem Molekül enthaltenen Atome.

5. Grammatom und Mol. Eine wichtige Größe bei quantitativen (mengenmäßigen) Berechnungen in der Chemie ist das Grammatom.

Die Anzahl Gramm eines Elements, die gleich seinem Atomgewicht ist, bezeichnet man als Grammatom dieses Elements.

Sauerstoff hat das Atomgewicht 16. Ein Grammatom Sauerstoff sind 16 g Sauerstoff. 32 g Schwefel sind ein Grammatom dieses Elements, weil sein Atomgewicht 32 ist. Entsprechend gilt:

Die Anzahl Gramm eines Stoffes, die gleich seinem Molekulargewicht ist, wird als Grammolekül oder kurz Mol bezeichnet.

Während das Atomgewicht und das Molekulargewicht unbenannte Verhältniszahlen sind, stellen Grammatom und Mol bestimmte Stoffmengen dar, die in Gramm angegeben werden.

Grammatom und Mol haben für den Chemiker besondere Bedeutung, weil sie bei allen Stoffen gleich viel Teilchen enthalten. Wir wollen das durch einen einfachen Vergleich erklären.

Wir betrachten 2 Sorten Metallkugeln (A und B) mit unterschiedlichem Gewicht. Jede Kugel der Sorte A wiege 5 p, jede der Sorte B 9 p. Nehmen wir nun soviel Kilopond von jeder Sorte, wie das Gewicht der einzelnen Kugel ausmacht, so erhalten wir

$$\begin{aligned} 5 \text{ kp Kugeln der Sorte A} &= 1000 \text{ Kugeln von je 5 p} \\ 9 \text{ kp Kugeln der Sorte B} &= 1000 \text{ Kugeln von je 9 p} \end{aligned}$$

Übertragen wir dieses Beispiel auf die Atome, so entsprechen den verschiedenen Sorten Kugeln verschiedene Elemente, dem Gewicht der einzelnen Kugeln das Atomgewicht. Werden soviel Gramm, wie das Atomgewicht angibt, von jedem Element abgewogen, so müssen darin entsprechend unserem Beispiel gleich viel Teilchen enthalten sein. Ein Grammatom beziehungsweise ein Mol aller Stoffe enthalten $6,023 \cdot 10^{23} = 602\,300\,000\,000\,000\,000\,000\,000$ Atome beziehungsweise Moleküle.

Ein Grammatom beziehungsweise ein Mol aller Stoffe enthalten gleich viel Teilchen.

Chemische Reaktionen

1. Wichtige Reaktionstypen. Fast alle chemischen Reaktionen, die wir bisher kennengelernt haben, lassen sich auf einige wenige Reaktionstypen zurückführen.

a) Oxydations- und Reduktionsvorgänge.

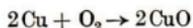
Oxydationen sind chemische Vorgänge, bei denen sich Stoffe mit Sauerstoff chemisch verbinden.

Die Verbindung eines Stoffes mit Sauerstoff kann erfolgen, wenn der Stoff auf seine Entzündungstemperatur erhitzt wird. Typische Oxydationen sind die Verbrennungsvorgänge. Sie verlaufen häufig unter starker Wärmeentwicklung und lebhaften Feuererscheinungen. Oxydationsvorgänge können jedoch auch ohne Feuererscheinungen und sehr langsam ablaufen. Als Endprodukt von Oxydationsreaktionen entstehen **Oxyde**.

Sowohl Metalle als auch Nichtmetalle können oxydiert werden.

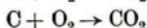
Metall + Sauerstoff → Metalloxyd

Beispiele:



Nichtmetall + Sauerstoff → Nichtmetalloxyd

Beispiele:



Auch Verbindungen lassen sich oxydieren. So können einige Oxyde unter geeigneten Bedingungen weiteren Sauerstoff aufnehmen.

Beispiele:



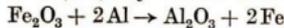
Reduktionen sind chemische Vorgänge, bei denen Verbindungen Sauerstoff entzogen wird.

Der Entzug des Sauerstoffs erfolgt meist durch ein **Reduktionsmittel**, das stets größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff haben muß, als der zu reduzierende Stoff. Als **Reduktionsmittel** können sowohl Elemente als auch Verbindungen auftreten. Das **Reduktionsmittel** wird bei dem Vorgang oxydiert. Die Reduktion ist für das **Reduktionsmittel** also ein Oxydationsvorgang. Man spricht daher auch von **Oxydations-Reduktions-Reaktionen**.

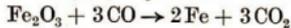
Beispiele: Reduktion von Kupfer(II)-oxyd durch Wasserstoff



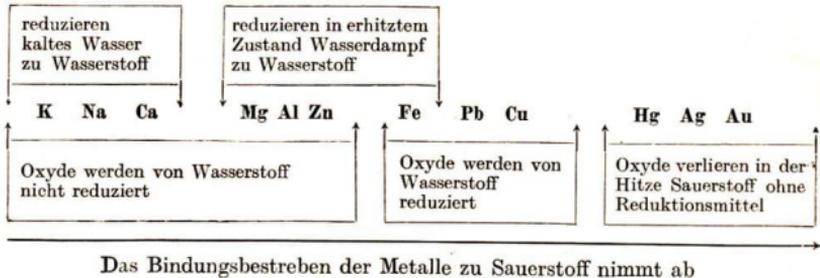
Reduktion von Eisen(III)-oxyd durch Aluminium



Reduktion von Eisen(III)-oxyd durch Kohlenmonoxyd



Die Metalle sind in der Metallreihe nach ihrem Bindungsbestreben zu Sauerstoff angeordnet:



Die Oxyde der in der Metallreihe rechts stehenden Elemente können durch weiter links stehende reduziert werden.

b) Bildung von Hydroxyden und Säuren.

Die Oxyde einiger unedler Metalle bilden mit Wasser Hydroxyde.



Beispiele für die Bildung von Hydroxyden:



Die Oxyde zahlreicher Nichtmetalle reagieren mit Wasser unter Bildung von Säuren.

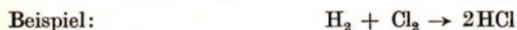


Beispiele für die Bildung von Säuren:

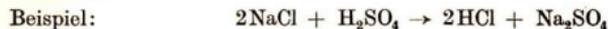


Die hier dargelegten Vorgänge sind jedoch nicht die einzige Möglichkeit zur Herstellung von Säuren und Basen. So entstehen aus Nichtmetalloxyd und Wasser nur

sauerstoffhaltige Säuren. Sauerstofffreie Säuren wie Chlorwasserstoff HCl und Schwefelwasserstoff H₂S können durch Vereinigung der Elemente gewonnen werden.



Leichtflüchtige Säuren lassen sich aus ihren Salzen durch schwerer flüchtige Säuren austreiben.



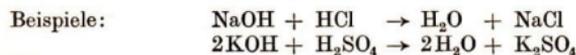
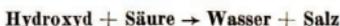
e) Bildung von Salzen.

Die verschiedenen Möglichkeiten der Salzbildung lassen sich auf wenige Grundreaktionen zurückführen.

I. Salzbildung aus Metall und Säure:



II. Salzbildung durch Neutralisation:



Einige weitere Salzbildungsmöglichkeiten sind Sonderfälle dieser Neutralisationsreaktion. Statt der Hydroxyde beziehungsweise der Säuren können dabei auch die Anhydride dieser Verbindungen unter Bildung von Salzen reagieren:



III. Salzbildung aus Metall und Nichtmetall:

Salze von sauerstofffreien Säuren können direkt aus den Elementen hergestellt werden





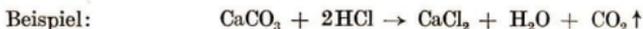
IV. Salzbildung aus anderen Salzen:

Salze können auch aus anderen Salzen hergestellt werden, wobei einer der Ausgangsstoffe das Metall, der andere den Säurerest abgibt. Diese Reaktion ist nur möglich, wenn das herzustellende Salz im Gegensatz zu den anderen an der Reaktion beteiligten Salzen unlöslich ist und daher ausfällt.



Derartige Fällungen werden häufig als Nachweisreaktionen für bestimmte Stoffe oder Stoffgruppen benutzt.

Die Salze schwerflüchtiger Säuren lassen sich aus den Salzen leichter flüchtiger Säuren herstellen.



2. Reaktionswärme. Alle chemischen Vorgänge sind mit Wärmeumsetzungen verbunden. Viele Reaktionen verlaufen unter Wärmeabgabe. Bei anderen muß dagegen ständig Wärme zugeführt werden. Man bezeichnet die bei einem chemischen Vorgang verbrauchte beziehungsweise frei werdende Wärmemenge als **Reaktionswärme**.

So wird bei der Oxydation von Kohlenstoff zu Kohlendioxyd:



Wärme frei. Wir nutzen diese Reaktion zur Erzeugung von Wärmeenergie praktisch aus. Auch andere Oxydationsvorgänge verlaufen unter Wärmeabgabe, zum Beispiel die Verbrennung von Schwefel:



oder die Oxydation von Eisen:



Bei den genannten Vorgängen ist die Wärmeabgabe besonders leicht festzustellen, da die frei werdende Wärmemenge sehr groß ist und deshalb zum Aufglühen des Stoffes oder zu Flammerscheinungen führt. In vielen Fällen tritt jedoch eine sehr geringe Reaktionswärme auf, die nur mit Hilfe von Meßinstrumenten ermittelt werden kann.

Versuch 1: In ein Dewargefäß, das die Abgabe von Wärme an die umgebende Luft verhindern soll, werden 100 ml 10%ige Natriumhydroxydlösung gegeben. In die Lösung taucht ein Thermometer mit $\frac{1}{10}^\circ$ -Teilung (Abb. 8). Es werden 100 ml 10%ige Schwefelsäure zugesetzt. Beobachten Sie die Temperaturänderung!

Chemische Vorgänge, bei denen Wärme frei wird, werden als **exotherme¹⁾ Reaktionen** bezeichnet.

¹⁾ ex (lat.) = heraus; thermos (griech.) = Wärme

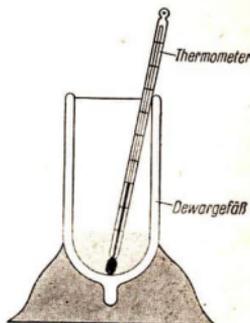
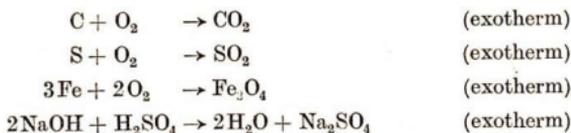


Abb. 8 Nachweis der Temperaturänderung bei der Reaktion von Natriumhydroxydlösung mit Schwefelsäure

Es ist zweckmäßig, die Reaktionswärme in der Reaktionsgleichung mit anzugeben. Für die genannten Beispiele ergibt sich dann:



Im Gegensatz zu den bisher betrachteten exothermen Reaktionen gibt es auch solche, die unter Wärmeaufnahme verlaufen. Man bezeichnet sie als **endotherme¹⁾ Reaktionen**. Bei endothermen Vorgängen wird der Umgebung des Reaktionsraumes Wärme entzogen. Im allgemeinen muß die nötige Wärme während des Reaktionsablaufes durch Erhitzen zugeführt werden. Ein Beispiel für einen endothermen Vorgang ist die Reduktion von Kohlendioxyd durch Kohlenstoff:



Auch bei vielen exothermen Vorgängen müssen die Ausgangsstoffe zur Einleitung des Vorganges zunächst erwärmt werden. Setzt die Reaktion dann ein, so läuft sie im Gegensatz zu den endothermen Vorgängen jedoch ohne Wärmezufuhr weiter.

Chemische Vorgänge, die unter Wärmeabgabe verlaufen, heißen exotherme Reaktionen. Chemische Vorgänge, die unter Wärmeaufnahme verlaufen, heißen endotherme Reaktionen.

Wir untersuchen nun die Abhängigkeit der Wärmetönung von der reagierenden Stoffmenge.

Versuch 2: *In der Versuchsanordnung von Versuch 1 werden zu 200 ml 10% iger Natriumhydroxydlösung viermal nacheinander jeweils 2 ml konzentrierter Schwefelsäure gegeben.*

Beobachten Sie nach jeder Zugabe die Temperaturänderung!

Auch andere Reaktionen lassen sich in ähnlicher Weise verfolgen. Wir erkennen:

Die Reaktionswärme einer bestimmten Reaktion ist der umgesetzten Stoffmenge proportional.

Die Kenntnis der Reaktionswärme chemischer Vorgänge ist in der chemischen Industrie von großer Bedeutung. Die Wirtschaftlichkeit chemisch-technischer Prozesse wird in vielen Fällen von der zweckmäßigen Ausnutzung der Wärme beeinflusst. Die bei exothermen Vorgängen frei werdende Wärme muß abgeführt werden. Das kann am zweckmäßigsten in Wärmeaustauschern erfolgen. Bei diesen wird die Reaktionswärme zum Vorwärmen der Ausgangsstoffe benutzt.

¹⁾ endo (griech.) = nach innen

Ein gutes Beispiel für die Koppelung eines exothermen und eines endothermen chemischen Vorganges ist die Erzeugung von Mischgas. Die Herstellung von Generatorgas verläuft exotherm:



Das äußert sich darin, daß beim Einblasen von Luft in den Generator die Kohleschichten immer stärker aufgeheizt werden. Die frei werdende Wärme läßt sich zweckmäßig zur Herstellung von Wassergas ausnutzen, wenn man mit der Luft zugleich Wasserdampf in den Generator leitet. Die Wassergasherstellung ist ein endothermer Vorgang.



Durch die Koppelung beider Reaktionen erhält man unter günstiger Wärmeausnutzung ein Gemisch von Wassergas und Generatorgas, das Mischgas.

Chemische Grundgesetze

1. Gesetz von der Erhaltung der Masse. Dem Ablauf chemischer Reaktionen liegen bestimmte Gesetzmäßigkeiten zugrunde. Wir kennen bereits das Gesetz von der Erhaltung der Masse.

Bei jedem chemischen Vorgang ist die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe gleich der Gesamtmasse der Endstoffe.

Dieses Gesetz kann aus experimentellen Untersuchungen abgeleitet werden. Auch durch theoretische Überlegungen gelangt man zu dem gleichen Ergebnis.

Bei chemischen Vorgängen verbinden sich zum Beispiel Atome zu Molekülen (Synthese). Es können auch Moleküle in Atome zerlegt werden (Analyse), die sich wieder in anderer Weise vereinigen können. Das Wesen der chemischen Vorgänge besteht in einer Veränderung der Zuordnung von Atomen. Die Zahl der an der Reaktion teilnehmenden Atome bleibt unverändert. Das Gesetz von der Erhaltung der Masse beweist, daß durch chemische Reaktionen Stoffe weder spurlos verschwinden noch aus dem Nichts geschaffen werden können. Es widerlegt damit alle abergläubischen und religiösen Vorstellungen von der Erschaffung der Dinge.

2. Gesetz der konstanten Proportionen. Durch die folgenden Versuche wollen wir feststellen, ob zwischen den Stoffmengen, die bei chemischen Vorgängen miteinander in Reaktion treten, Beziehungen bestehen.

Wir werden dazu quantitativ die Zusammensetzung einiger Verbindungen untersuchen.

Versuch 3: Ein schwerschmelzbares Reagenzglas wird zusammen mit einem Wattebausch gewogen. Dann geben wir etwas Quecksilberoxyd (höchstens 2 g) in das Glas, verschließen mit dem Wattebausch und wägen genau. Nun wird das Oxyd im Reagenzglas so lange erhitzt, bis es völlig zersetzt ist. Dann lassen wir das Reagenzglas abkühlen und wägen wieder. Aus der Differenz zwischen dem Gewicht des Quecksilberoxyds und dem Gewicht des Quecksilbers können wir das des Sauerstoffs bestimmen.

Beispiel:

Reagenzglas mit Quecksilberoxyd	18,63 g
– Reagenzglas leer	17,29 g
Quecksilberoxyd	1,34 g
Reagenzglas mit Quecksilber	18,53 g
– Reagenzglas leer	17,29 g
Quecksilber	1,24 g
Quecksilberoxyd	1,34 g
– Quecksilber	1,24 g
Sauerstoff	0,10 g

Wir finden, daß in dem bei Versuch 3 zersetzten Quecksilberoxyd 0,10 g Sauerstoff mit 1,24 g Quecksilber zu Quecksilberoxyd verbunden waren. Wir können daraus errechnen, in welchem Gewichtsverhältnis die beiden Elemente miteinander verbunden sind:

$$\begin{aligned}
 0,10 & : 1,24 & = & 1 & : x \\
 \text{(g Sauerstoff)} & \text{ (g Quecksilber)} & & \text{(g Sauerstoff)} & \text{(g Quecksilber)} \\
 x & = \frac{1 \cdot 1,24}{0,10} \\
 x & = 12,4
 \end{aligned}$$

In der untersuchten Menge Quecksilberoxyd waren Sauerstoff und Quecksilber im Gewichtsverhältnis 1 : 12,4 verbunden.

Damit wir diese Feststellung verallgemeinern können, müssen wir jedoch eine größere Anzahl von Untersuchungen durchführen. Der Versuch 3 wird daher mit verschiedenen Ausgangsmengen wiederholt. In der Tabelle 4 sind die Zahlenwerte einiger Versuche zusammengestellt.

Tabelle 4. Quantitative Zerlegung von Quecksilberoxyd

Versuch Nr.	Quecksilberoxyd g	Sauerstoff g	Quecksilber g	Gewichtsverhältnis Sauerstoff : Quecksilber
1	1,92	0,14	1,78	1 : 12,7
2	2,49	0,19	2,30	1 : 12,1
3	1,35	0,10	1,25	1 : 12,5
4	1,78	0,13	1,65	1 : 12,7
5	2,15	0,16	1,99	1 : 12,4
Mittelwert:				1 : 12,5

Kleine Abweichungen bei den Ergebnissen haben ihre Ursache in Meßfehlern, die bei den Wägungen auftreten. Man muß deswegen bei allen quantitativen Untersuchungen mehrere Messungen durchführen und den Mittelwert aus den Ergebnissen bilden.

Unter Verwendung des gefundenen Mittelwertes können wir feststellen, daß im Quecksilberoxyd 1 Gewichtsteil Sauerstoff mit 12,5 Gewichtsteilen Quecksilber verbunden ist. Die Elemente Sauerstoff und Quecksilber vereinigen sich also in einem bestimmten Gewichtsverhältnis zu der Verbindung Quecksilberoxyd.

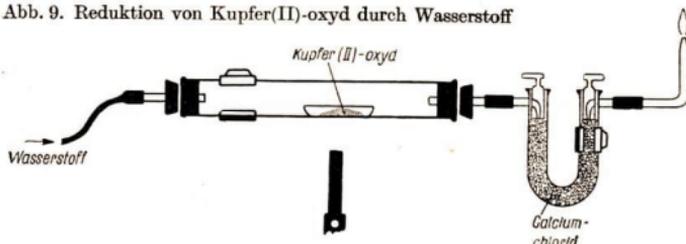
Es liegt nun die Vermutung nahe, daß der Vereinigung von Sauerstoff und Quecksilber in einem bestimmten Gewichtsverhältnis eine allgemeine Gesetzmäßigkeit zugrunde liegt, die auch für andere Verbindungen Gültigkeit hat. Zur Bestätigung sind deshalb weitere Verbindungen zu untersuchen.

Als nächstes soll die Reduktion von Kupfer(II)-oxyd durch Wasserstoff untersucht werden:



Versuch 4: Die Versuchsanordnung wird nach Abbildung 9 zusammengestellt. In dem Verbrennungsrohr befindet sich ein Porzellanschiffchen, in das etwa 2 g Kupfer(II)-oxyd möglichst genau eingewogen wurden. Nachdem die Luft durch Überleiten von Wasserstoff aus dem Verbrennungsrohr verdrängt ist (Knallgasprobe!), erhitzt man das Kupferoxyd. Das bei der Reaktion entstehende Wasser wird in dem angeschlossenen U-Rohr von entwässertem Calciumchlorid vollständig aufgenommen. Nach der Reduktion muß das Kupfer im Wasserstoffstrom erkalten (Warum?). Durch Wägung ist die Kupfermenge im Schiffchen zu ermitteln. Die bei der Reaktion frei gewordene Sauerstoffmenge ergibt sich aus der Differenz zwischen dem Gewicht des Kupferoxyds und dem Gewicht des Kupfers.

Abb. 9. Reduktion von Kupfer(II)-oxyd durch Wasserstoff



Beispiele:

Schiffchen mit Kupferoxyd	11,78 g
– Schiffchen leer	9,74 g
Kupfer(II)-oxyd	2,04 g
Schiffchen mit Kupfer	11,37 g
– Schiffchen leer	9,74 g
Kupfer	1,63 g
Kupfer(II)-oxyd CuO	2,04 g
– Kupfer Cu	1,63 g
Sauerstoff	0,41 g

In dem bei Versuch 4 reduzierten Kupfer(II)-oxyd waren also 0,41 g Sauerstoff mit 1,63 g Kupfer verbunden. Wir errechnen das Gewichtsverhältnis:

$$0,41 : 1,63 = 1 : x$$

$$x = \frac{1 \cdot 1,63}{0,41}$$

$$x = 4,0$$

In der untersuchten Menge Kupfer(II)-oxyd waren Sauerstoff und Kupfer im Gewichtsverhältnis 1 : 4 verbunden. In der Tabelle 5 sind die Zahlenwerte einer Versuchsreihe zur quantitativen Reduktion von Kupfer(II)-oxyd zusammengestellt.

Tabelle 5. Quantitative Reduktion von Kupfer(II)-oxyd

Versuch Nr.	Kupferoxyd g	Sauerstoff g	Kupfer g	Gewichtsverhältnis Sauerstoff : Kupfer
1	1,44	0,30	1,14	1 : 3,8
2	2,05	0,41	1,64	1 : 4,0
3	1,83	0,35	1,48	1 : 4,2
4	2,15	0,46	1,69	1 : 3,7
5	1,67	0,32	1,35	1 : 4,2
Mittelwert:				1 : 4,0

Es ergibt sich: Im Kupfer(II)-oxyd sind die Elemente Sauerstoff und Kupfer in einem bestimmten Gewichtsverhältnis verbunden, und zwar 1 Gewichtsteil Sauerstoff mit rund 4 Gewichtsteilen Kupfer.

Als weitere Reaktion wird die quantitative Synthese von Kupfer(I)-sulfid untersucht. Für die Reaktion können wir die folgende Gleichung aufstellen:



Versuch 5: In einen Porzellantiegel, dessen Gewicht vorher ermittelt wurde, gibt man eine Spatelspitze Schwefelpulver und einen genau gewogenen Kupferblechstreifen (etwa 0,5–1 g). Der Tiegel wird dann mit dem Brenner vorsichtig erwärmt (Abb. 10). Nach kurzer Zeit glüht der Kupferblechstreifen hell auf. Wenn die Reaktion beendet ist, wird der nicht umgesetzte Schwefel durch stärkeres Erhitzen vollständig vertrieben (Abzug!). Das Gewicht des entstandenen Kupfer(I)-sulfids ist durch Wägung des Tiegels nach dem Erkalten zu bestimmen. Die verbrauchte Schwefelmenge ergibt sich als Differenz zwischen dem Gewicht des Kupfersulfids und dem Gewicht des Kupfers.

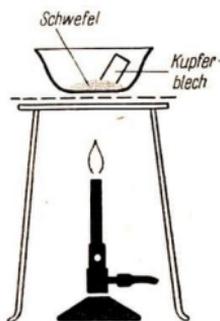


Abb. 10. Synthese von Kupfer(I)-sulfid

Beispiele:

Kupferblech	0,96 g
Tiegel mit Kupfer(I)-sulfid	13,02 g
– Tiegel	11,83 g
Kupfer(I)-sulfid	1,19 g
Kupfer(I)-sulfid	1,19 g
– Kupfer	0,96 g
Schwefel	0,23 g

Schwefel und Kupfer haben sich bei Versuch 5 im Gewichtsverhältnis 0,23 : 0,96 verbunden. Zur Bestätigung des Ergebnisses werden weitere Bestimmungen durchgeführt.

Tabelle 6. Quantitative Synthese von Kupfer(I)-sulfid

Versuch Nr.	Kupfer(I)-sulfid g	Schwefel g	Kupfer g	Gewichtsverhältnis Schwefel : Kupfer
1	1,35	0,27	1,08	1 : 4,0
2	0,88	0,18	0,70	1 : 3,9
3	1,02	0,20	0,82	1 : 4,1
4	0,83	0,16	0,67	1 : 4,2
5	1,15	0,24	0,91	1 : 3,8
Mittelwert: 1 : 4,0				

Es ergibt sich demnach: Im Kupfer(I)-sulfid sind die Elemente Schwefel und Kupfer in einem bestimmten Gewichtsverhältnis verbunden, und zwar 1 Gewichtsteil Schwefel mit rund 4 Gewichtsteilen Kupfer.

Entsprechende Untersuchungen sind an zahlreichen Verbindungen durchgeführt worden. Die Ergebnisse aller dieser Untersuchungen zeigten, daß sich die Elemente in bestimmten Gewichtsverhältnissen verbinden. Der Vereinigung der Elemente zu Verbindungen in bestimmten Gewichtsverhältnissen liegt ein allgemeines Gesetz zugrunde, das Gesetz der festen Gewichtsverhältnisse oder **Gesetz der konstanten Proportionen**. Dieses Gesetz lautet:

Die chemischen Elemente verbinden sich miteinander in bestimmten, festen Gewichtsverhältnissen.

Das Gesetz der konstanten Proportionen wurde erstmalig im Jahre 1803 von dem französischen Chemiker JOSEPH LOUIS PROUST ausgesprochen. Das Gesetz ermöglicht, in Zweifelsfällen festzustellen, ob ein Stoff eine chemische Verbindung oder ein Gemenge von Elementen ist. In einem Gemenge können Stoffe in einem beliebigen Verhältnis miteinander vermischt sein. Eine chemische Verbindung ist dagegen durch das feste, unveränderliche Gewichtsverhältnis der darin enthaltenen Elemente gekennzeichnet.

3. Die Ausnutzung der Naturgesetze durch den Menschen. Das Gesetz von der Erhaltung der Masse und das Gesetz der konstanten Proportionen sind wichtige Naturgesetze. Alle Naturgesetze erfassen das Allgemeine bestimmter in der Natur ablaufender Prozesse. Sie bestehen unabänderlich und unabhängig vom Willen des Menschen. Der Mensch kann diese Gesetze entdecken und erkennen. Er kann sie nicht verändern oder gar aufheben, er kann sie aber erforschen und ausnutzen.

Der Mensch ist durch die Kenntnis der Naturgesetze in der Lage, auf die Prozesse der Natur einzuwirken. Er kann den ablaufenden Prozessen eine Richtung geben, die dem Leben der menschlichen Gesellschaft nutzbringend ist. So sind zum Beispiel die Chemiker, Techniker und Chemiefacharbeiter heute in der Lage, chemische Vorgänge so zu lenken, daß wichtige Stoffe entstehen, die in der Natur nicht in ausreichender Menge vorkommen. In den Werken der chemischen Industrie werden sogar Stoffe

hergestellt, die in der Natur überhaupt nicht existieren, und die den Naturprodukten in ihren Eigenschaften weit überlegen sind. Zu diesen synthetisch hergestellten Produkten zählen zum Beispiel das Perlon, der Bunagummi und viele andere Produkte.

In den sozialistischen Ländern sind die Wissenschaftler unermüdlich tätig, die Naturgesetze zu erforschen, um sie zum Wohle ihrer Völker auszunutzen. So suchen die Wissenschaftler der Sowjetunion und der anderen Länder des sozialistischen Lagers nach neuen Wegen der friedlichen Nutzung der Atomenergie. Die Machthaber der kapitalistischen Länder dagegen gebrauchen die wissenschaftlichen Erkenntnisse über die Energien des Atomkerns vor allem, um immer grausamere Atomwaffen für aggressive Zwecke zu entwickeln und zu erproben.

In den sozialistischen Ländern werden die Naturgesetze weiterhin zu gewaltigen Bauvorhaben ausgenutzt. Die Natur wird umgestaltet und verändert. In der Sowjetunion entsteht zum Beispiel an der Wolga ein ganzes System von Stauseen und Großkraftwerken. Allein der Stausee von Kuibyschew an der Wolga wird eine Fläche von 5500 km² und einen Wasserinhalt von 52 Milliarden m³ haben. Die Gesamtkapazität der acht Wolgakraftwerke wird 7 160 000 kW betragen. Ein weiteres Kraftwerkssystem mit einer Kapazität von 3 860 000 kW entsteht an der Angara.

Diese sozialistischen Großbauten sind ein eindeutiger Beweis für die Überlegenheit des Sozialismus über den Kapitalismus. Sie zeigen, daß der Mensch die Naturgesetze ausnutzen und die Natur beherrschen kann. Daher ist für uns die Kenntnis der Naturgesetze von großer Bedeutung.

Stöchiometrische Rechnungen

1. Folgerungen aus dem Gesetz der konstanten Proportionen. Bei den zur Bestätigung des Gesetzes der konstanten Proportionen durchgeführten Versuchen beobachteten wir folgende Gewichtsverhältnisse:

Quecksilberoxyd: Gewichtsverhältnis Sauerstoff : Quecksilber = 1 : 12,5 (1)

Kupfer(II)-oxyd: Gewichtsverhältnis Sauerstoff : Kupfer = 1 : 4 (2)

Kupfer(I)-sulfid: Gewichtsverhältnis Schwefel : Kupfer = 1 : 4 (3)

Wir werden nun für diese Beispiele das ermittelte Gewichtsverhältnis mit dem Verhältnis der Grammatome beziehungsweise Mole der beteiligten Elemente vergleichen.

Wir erweitern zunächst die Proportionen (1) und (2) mit 32, so daß sich für Sauerstoff der Wert für ein Mol ergibt:

Gewichtsverhältnis Sauerstoff : Quecksilber = 32 : 400 (1a)

Gewichtsverhältnis Sauerstoff : Kupfer = 32 : 128 (2a)

Die Proportionen (1a) und (2a) besagen nun, daß sich 1 Mol Sauerstoff mit 400 g Quecksilber zu Quecksilberoxyd, ferner 1 Mol Sauerstoff mit 128 g Kupfer zu Kupfer(II)-oxyd verbinden.

400 g Quecksilber sind aber etwa zwei Grammatome Quecksilber, 128 g Kupfer zwei Grammatome Kupfer.

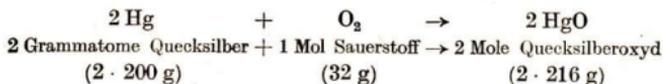
Erweitern wir die Proportion (3), so daß wir für Schwefel den Wert für das Grammatom Schwefel erhalten, also mit 32, so ergibt sich:

Gewichtsverhältnis Schwefel : Kupfer = 32 : 128 (3a)

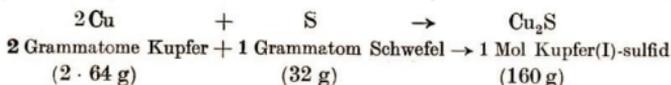
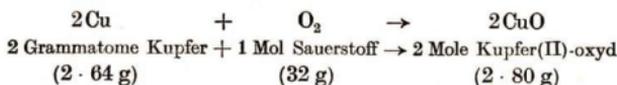
1 Grammatom Schwefel verbindet sich mit 128 g, also 2 Grammatomen Kupfer zu Kupfer(I)-sulfid.

Entsprechende Ergebnisse wurden auch bei der Untersuchung anderer Verbindungen erzielt. Wir können daher feststellen, daß die Gewichtsverhältnisse, in denen sich die Elemente zu Verbindungen vereinigen, den Verhältnissen der Grammatome beziehungsweise der Mole dieser Elemente oder ganzzahligen Vielfachen davon entsprechen.

Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse müssen sich aus 400 g Quecksilber und 32 g Sauerstoff 432 g Quecksilberoxyd, also gerade zwei Mole dieses Stoffes bilden. Wir können daher schreiben:



Entsprechend ergibt sich für die beiden anderen untersuchten Verbindungen:



Diese Ergebnisse bestätigen unsere Überlegungen zu den Begriffen Grammatom und Mol. Wir stellten bereits fest, daß ein Grammatom aller Stoffe die gleiche Anzahl Atome enthält. Wenn sich beispielsweise bei der Bildung von Kupfer(I)-sulfid jeweils 2 Atome Kupfer und 1 Atom Schwefel verbinden, so müssen dementsprechend 2 Grammatome Kupfer mit 1 Grammatom Schwefel reagieren.

Durch die hier getroffenen Feststellungen erhalten die Symbole und Formeln noch eine dritte Bedeutung, nämlich die einer bestimmten Stoffmenge. Symbole und Formeln haben damit dreifache Bedeutung:

S bedeutet $\left\{ \begin{array}{l} \text{das Element Schwefel} \\ \text{ein Atom des Elementes Schwefel} \\ \text{ein Grammatom des Elementes Schwefel (32 g)} \end{array} \right.$

Cu₂S bedeutet $\left\{ \begin{array}{l} \text{die Verbindung Kupfer(I)-sulfid} \\ \text{ein Molekül Kupfer(I)-sulfid} \\ \text{ein Mol Kupfer(I)-sulfid (160 g)} \end{array} \right.$

Damit erhält auch die chemische Gleichung eine dreifache Bedeutung. So bedeutet zum Beispiel die Gleichung:



- Kupfer und Schwefel verbinden sich zu Kupfer(I)-sulfid
- 2 Atome Kupfer und 1 Atom Schwefel verbinden sich zu 1 Molekül Kupfer(I)-sulfid
- 2 Grammatome (2 · 64 g) Kupfer und 1 Grammatom (32 g) Schwefel verbinden sich zu 1 Mol (128 g) Kupfer(I)-sulfid.

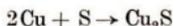
Wir fassen zusammen:

Chemische Symbole und Formeln haben die Bedeutung von bestimmten Stoffmengen. Das Symbol stellt ein Grammatom des entsprechenden Elementes, die Formel ein Mol der Verbindung dar.

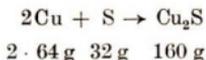
2. Chemische Rechnungen. Chemische Gleichungen haben quantitative Bedeutung. Sie sagen etwas über die Gewichtsmengen aus, in denen die Ausgangsstoffe miteinander reagieren. Wenn ein Gewichtsverhältnis, in dem bestimmte Stoffe reagieren, bekannt ist, so lassen sich daraus auch andere Gewichtsverhältnisse berechnen. Es ist also möglich, Gewichtsmengen von Stoffen, die an einer Reaktion beteiligt sind, zu berechnen. Solche Feststellungen sind für die Praxis von großer Bedeutung. Das Lösen derartiger Aufgaben bezeichnet man als **stöchiometrisches¹⁾ Rechnen**.

1. Beispiel: *Wieviel Gramm Schwefel sind notwendig, um 50 g Kupfer in Kupfer(I)-sulfid umzuwandeln?*

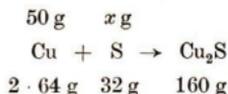
Wir stellen zunächst die Reaktionsgleichung für diesen chemischen Vorgang auf:



Die Stoffe verbinden sich in einem bestimmten Verhältnis. 2 Grammatome Kupfer und 1 Grammatom Schwefel vereinigen sich zu 1 Mol Kupfer(I)-sulfid. Die entsprechenden Zahlenwerte werden unter die Symbole beziehungsweise Formeln der Gleichung geschrieben:



Die in der Aufgabe gegebenen Werte sowie der gesuchte Wert werden über den Symbolen beziehungsweise Formeln der Gleichung vermerkt:

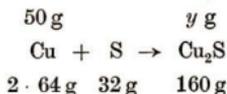


Der Wert x wird mit Hilfe einer Proportion errechnet:

$$\begin{aligned} 2 \cdot 64 : 50 &= 32 : x \\ x &= \frac{50 \cdot 32}{128} \\ x &= 12,5 \end{aligned}$$

Ergebnis: Es werden 12,5 g Schwefel zur Reaktion mit 50 g Kupfer benötigt.

Die bei diesem Vorgang gebildete Menge Kupfer(I)-sulfid kann auf dem gleichen Wege ermittelt werden:

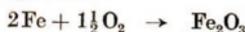


¹⁾ stöcheion (griech.) = Buchstabe, Grundzahl

Die Mengen Schwefel und Kupfer, die miteinander reagieren — man sagt, die in einem stöchiometrischen Verhältnis zueinander stehen —, wurden jedoch bereits errechnet. Es ist daher einfacher, unter Anwendung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse die Menge Kupfer(I)-sulfid aus der Summe der Gewichtsmengen von Kupfer und Schwefel zu errechnen. Es entstehen 62,5 g Kupfer(I)-sulfid.

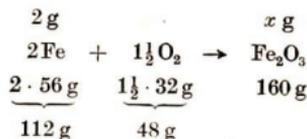
2. Beispiel: *Wieviel Gramm Eisen(III)-oxyd entstehen bei der Verbrennung von 2 g Eisen im Sauerstoffstrom? Wieviel Sauerstoff wird dabei verbraucht?*

Die Gleichung für den Vorgang lautet:



In diesem Falle setzen sich 2 Atome Eisen mit $1\frac{1}{2}$ Molekülen Sauerstoff zu 1 Molekül Eisen(III)-oxyd um, in Gewichtsmengen ausgedrückt:

2 Grammatome Eisen ($2 \cdot 56$ g) verbinden sich mit $1\frac{1}{2}$ Molen Sauerstoff ($1\frac{1}{2} \cdot 32$ g) zu 1 Mol Eisen(III)-oxyd (160 g). Wir stellen den Ansatz für die Berechnung auf:



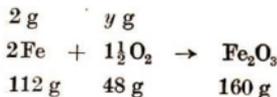
Die Aufgabe wird wieder mit Hilfe einer Proportion gelöst:

$$112 : 2 = 160 : x$$

$$x = \frac{2 \cdot 160}{112}$$

$$x = 2,86$$

Aus 2 g Eisen entstehen 2,86 g Eisen(III)-oxyd. Wir errechnen nun, wieviel Sauerstoff verbraucht wird:



$$112 : 2 = 48 : y$$

$$y = \frac{2 \cdot 48}{112}$$

$$y = 0,86$$

Zur Oxydation von 2 g Eisen zu Eisen(III)-oxyd werden 0,86 g Sauerstoff benötigt.

3. Molvolumen. Die Angabe des Sauerstoffverbrauchs in Gewichtsmengen ist in der Praxis nicht sehr zweckmäßig, da sich bei Gasen das Volumen leichter als das Gewicht bestimmen läßt. Wir müßten also das Gewicht des Sauerstoffs in das entsprechende Volumen umrechnen können. Das ist möglich, da durch genaue Untersuchungen eine Beziehung zwischen beiden Größen gefunden wurde.

Ein Mol aller Gase nimmt unter Normalbedingungen¹⁾ ein Volumen von 22,4 Litern ein. Dieses Volumen bezeichnet man als Molvolumen.

Das heißt:

2 g Wasserstoff	}	nehmen ein Raum von 22,4 l ein
32 g Sauerstoff		
28 g Stickstoff		
71 g Chlor		

Mit Hilfe dieser Beziehung können wir die in unserem letzten Beispiel gefundene Sauerstoffmenge von 0,86 g umrechnen:

32 g Sauerstoff nehmen einen Raum von 22,4 l ein.
 0,86 g Sauerstoff nehmen einen Raum von x l ein.

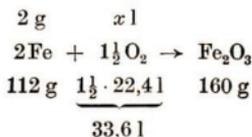
Daraus folgt die Proportion:

$$32 : 0,86 = 22,4 : x$$

$$x = \frac{0,86 \cdot 22,4}{32}$$

$$x = 0,60$$

0,86 g Sauerstoff nehmen bei Normalbedingungen ein Volumen von 0,60 l ein. Das Sauerstoffvolumen braucht bei stöchiometrischen Berechnungen jedoch nicht aus dem Gewicht errechnet zu werden. Man setzt zweckmäßig statt des Molekulargewichtes das Molvolumen in die Gleichung ein:



Dann kann man folgende Proportion aufstellen:

$$112 : 2 = 33,6 : x$$

$$x = \frac{2 \cdot 33,6}{112}$$

$$x = 0,60$$

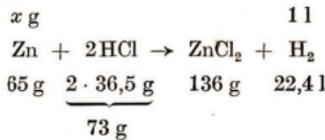
Wir erhalten das gleiche Ergebnis: Zur Oxydation von 2 g Eisen zu Eisen(II)-oxyd werden 0,60 l Sauerstoff benötigt.

Wenden wir nun den für das Molvolumen angegebenen Wert noch in einem weiteren Beispiel an:

Für einen Versuch wird 1 l Wasserstoffgas verwendet. Das Gas soll aus Zink und Salzsäure hergestellt werden. Wieviel Gramm Zink werden benötigt?

¹⁾ Die Beziehung gilt unter Normalbedingungen, das heißt nur bei einer Temperatur von 0°C und einem Druck von 760 mm Quecksilbersäule. Die Abweichungen von diesen Werten bei unseren Versuchen wollen wir vernachlässigen.

Die Gleichung für den Vorgang lautet:



Daraus ergibt sich:

$$22,4 : 1 = 65 : x$$

$$x = \frac{1 \cdot 65}{22,4}$$

$$x = 2,9$$

Es werden 2,9 g Zink benötigt, um 1 l Wasserstoff herzustellen.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. Stellen Sie die Einteilung der Stoffe in einer Übersicht dar!
2. Stellen Sie alle Ihnen bekannten chemischen Elemente in einer Tabelle nach folgendem Schema zusammen:

Metalle				Nichtmetalle			
Name	Symbol	Aussehen	Vorkommen in der Natur	Name	Symbol	Aussehen	Vorkommen in der Natur

3. Schaffen Sie sich eine tabellarische Übersicht über wichtige, Ihnen bekannte Verbindungen nach folgendem Muster:

Verbindungsgruppe	Name	Formel	Eigenschaften	Möglichkeit der Herstellung	Verwendung
a) Oxyde					
b) Basen					
c) Säuren					
d) Salze					

4. Nennen Sie die Bausteine der Atome!
5. Sprechen Sie über den Aufbau der Atomhülle! Erläutern Sie Ihre Aussage am Beispiel des Kohlenstoff- und des Chloratoms (Ordnungszahlen 6 und 17)!
6. Errechnen Sie das Molekulargewicht folgender Verbindungen:
 FeO , Fe_2O_3 , NaCl , H_2CO_3 , Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
7. Erläutern Sie den Unterschied zwischen Atomgewicht und Grammatom sowie zwischen Molekulargewicht und Mol!
8. Wieviel Gramm sind
 - a) 1 Grammatom Eisen (Aluminium, Schwefel)?
 - b) 1 Mol Sauerstoff (Wasserstoff, Kochsalz, Natriumoxyd, Kohlendioxyd)?
9. Erläutern Sie die Vorgänge der Oxydation und Reduktion!
 Begründen Sie an Beispielen die Feststellung, daß mit Reduktionsvorgängen Oxydationen verbunden sind!
10. Geben Sie an Beispielen eine Übersicht über die verschiedenen Möglichkeiten der Salzbildung!
11. Was verstehen wir unter der Reaktionswärme? Erläutern Sie an Beispielen!
12. Erläutern Sie die Aussagen des Gesetzes der konstanten Proportionen am Beispiel der Synthese des Wassers aus Wasserstoff und Sauerstoff!
13. Wieviel Liter sind
 - 1 Mol Wasserstoff,
 - 3 Mole Sauerstoff,
 - 8 Mole Kohlendioxyd
 unter Normalbedingungen?
14. Rechnen Sie in Volumina (unter Normalbedingungen) um:
 - a) 6 g Wasserstoff,
 - b) 22 g Kohlendioxyd,
 - c) 22 g Kohlenmonoxyd,
 - d) 24 g Schwefeldioxyd,
 - e) 21 g Salzsäuregas!
15. Rechnen Sie folgende unter Normalbedingungen gemessenen Volumina in Gewichtsmengen um:
 - a) 44,8 l Sauerstoff,
 - b) 16,3 l Stickstoff,
 - c) 16,8 l Schwefeldioxyd,
 - d) 260 ml Kohlenmonoxyd!
16. Wieviel Gramm Wasser entstehen bei der Verbrennung von 2,3 g Wasserstoff?
17. Es sollen 5 g festes Natriumhydroxyd hergestellt werden, indem man Natrium mit Wasser zur Reaktion bringt und die entstehende Lösung eindampft. Wieviel Gramm Natrium sind notwendig?
18. Ein vollautomatischer, moderner Schachtofen liefert täglich 150 t Branntkalk. Sein Brennstoffverbrauch liegt bei 167 kg Koksgrus je Tonne Branntkalk.
 - a) Wie groß sind täglich die eingetragenen Mengen Kalkstein und Koksgrus?
 - b) Welches Volumen Kohlendioxyd (unter Normalbedingungen) ist maximal im Gichtgas enthalten (aus Kalkstein und aus Koks)?

19. Wieviel Schwefel ist in einer Tonne Zinkblende ZnS enthalten, wenn die Zinkblende 15% Gangart enthält?
20. 50 g Calciumcarbonat werden im Kippschen Apparat mit Salzsäure zur Reaktion gebracht.
- Wieviel Liter Kohlendioxyd können daraus hergestellt werden?
 - Wieviel Gramm Salzsäure wären notwendig, wenn wir 20% ige Säure benutzen?
21. Zur Untersuchung der Eigenschaften von Sauerstoff sollen 2 Reagenzgläser (je 24 ml) mit Sauerstoff gefüllt werden, der durch Zersetzung von Quecksilberoxyd zu gewinnen ist. Wieviel Gramm Quecksilberoxyd sind dazu notwendig?

Anmerkung: Bei allen Berechnungen können folgende gerundeten Atomgewichte benutzt werden:

$$H = 1$$

$$C = 12$$

$$N = 14$$

$$O = 16$$

$$Na = 23$$

$$Al = 27$$

$$S = 32$$

$$Cl = 35,5$$

$$Fe = 56$$

$$Zn = 65$$

$$Hg = 200$$



Ein Spezialflugzeug der Deutschen Lufthansa beim Düngerstreuen über den Feldern einer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaft

Stickstoffverbindungen haben für den pflanzlichen und tierischen Organismus große Bedeutung. Von den Nährstoffen, die die Pflanzen aus dem Boden aufnehmen, sind die stickstoffhaltigen besonders wichtig. Die dem Ackerboden durch den Anbau von Nutzpflanzen entzogenen Stickstoffverbindungen müssen durch Düngung wieder zugeführt werden. Die chemische Industrie unserer Republik produziert von Jahr zu Jahr größere Mengen Stickstoffdüngemittel. Unsere sozialistische Landwirtschaft geht auch bei der Düngung zum Einsatz modernster Maschinen über. Auf den Großflächen unserer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaften und volkseigenen Güter werden auch Spezialflugzeuge der Deutschen Lufthansa zum Düngerstreuen eingesetzt.

2. KAPITEL

Der Stickstoff und seine Verbindungen

Stickstoff

Stickstoff ist ein bei Zimmertemperatur gasförmiges Element. Es hat das Symbol N. Stickstoff gehört zu den Nichtmetallen und besteht aus zweiatomigen Molekülen.

1. Vorkommen. Stickstoff ist der Hauptbestandteil der Luft. Trockene Luft enthält:

78,1 Vol. % Stickstoff	0,97 Vol. % Edelgase
20,9 Vol. % Sauerstoff	0,03 Vol. % Kohlendioxyd

In der Luft ist der Stickstoff elementar enthalten. Außerdem kommt er in der belebten und unbelebten Natur in zahlreichen Stickstoffverbindungen vor.

Für den Aufbau der Stoffe in der belebten Natur hat der Stickstoff große Bedeutung. So sind die lebensnotwendigen Eiweißstoffe Stickstoffverbindungen. In der unbelebten Natur kommt er in stickstoffhaltigen Mineralien vor. Auch die Steinkohle enthält geringe Mengen von Stickstoffverbindungen.

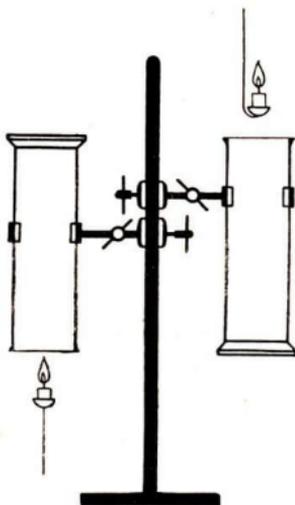
2. Eigenschaften. Zur Untersuchung der Eigenschaften des Stickstoffs müssen wir zunächst reinen Stickstoff herstellen. Ausgangsstoff ist die Luft. Aus ihr können Kohlendioxyd und Sauerstoff durch chemische Umsetzungen abgetrennt werden, indem man das Kohlendioxyd an Ätznatron und den Sauerstoff an Kupfer bindet. Die Edelgase können wir allerdings auf diese Weise nicht abtrennen. Sie wirken sich jedoch bei unserer Untersuchung des Stickstoffs nicht aus.

Versuch 6: In der Versuchsanordnung nach Abbildung 11 wird Luft über Ätznatron und ein erhitztes Kupferdrahtnetz gedrückt. Das Restgas fangen wir pneumatisch in zwei Standzylindern auf. Die gefüllten Standzylinder werden mit Glasplatten abgedeckt.

Stellen Sie die Farbe des Restgases fest!



Abb. 11 Darstellung von Stickstoff



Versuch 7: Von zwei mit Stickstoff gefüllten Standzylindern wird der erste mit der Öffnung nach unten, der zweite mit der Öffnung nach oben an einem Stativ befestigt. Nach kurzer Zeit führen wir in beide Standzylinder eine brennende Kerze ein (Abb. 12).

Beobachten Sie jeweils die Kerzenflamme!

Stickstoff ist ein farbloses Gas. Er hat eine etwas geringere Dichte als Luft. Ein Liter Stickstoff wiegt unter Normalbedingungen 1,251 g. Luft hat dagegen ein Litergewicht von 1,293 g. Stickstoff ist wie Sauerstoff und Kohlendioxyd nicht brennbar. Im Gegensatz zu Sauerstoff fördern Stickstoff und Kohlendioxyd die Verbrennung nicht. Kohlendioxyd kann aber auf Grund seines wesentlich höheren Litergewichts (1,977 g) von Stickstoff unterschieden werden.

Abb. 12 Vergleich der Dichte von Stickstoff mit der Dichte von Sauerstoff

In Tabelle 7 sind zum Vergleich die wichtigsten Eigenschaften der drei Gase Stickstoff, Sauerstoff und Kohlendioxyd zusammengestellt:

Tabelle 7.
Wichtige Eigenschaften von Stickstoff, Sauerstoff und Kohlendioxyd

Merkmale	Stickstoff	Sauerstoff	Kohlendioxyd
Farbe	farblos	farblos	farblos
Litergewicht [g]	1,251	1,429	1,977
Brennbarkeit	nicht brennbar	nicht brennbar	nicht brennbar
Einfluß auf den Verbrennungsvorgang	keine Reaktion	fördert die Verbrennung	keine Reaktion

Stickstoff verbindet sich bei Verbrennungsvorgängen nicht mit Sauerstoff. Auch mit anderen Elementen zeigt er unter normalen Bedingungen nur ein geringes Reaktionsvermögen. Stickstoff ist reaktionsträge.

3. Darstellung und Verwendung. Für die Untersuchung seiner Eigenschaften hatten wir Stickstoff aus der Luft gewonnen, indem wir den Sauerstoff der Luft chemisch gebunden hatten. Dieses Verfahren wendet man auch in der Technik an, allerdings bindet man den Sauerstoff dort nicht an Kupfer, sondern an Kohlenstoff. Wir werden dieses Verfahren noch genauer kennenlernen.

Die Bestandteile der Luft kann man auch auf physikalischem Wege trennen. Hierbei nutzt man die unterschiedlichen Siedepunkte von flüssigem Stickstoff und flüssigem Sauerstoff aus. Die Luft wird bei sehr tiefen Temperaturen (etwa -200°C) verflüssigt. Läßt man nun die flüssige Luft wieder verdampfen, so siedet zunächst bei $-195,8^{\circ}\text{C}$ der Stickstoff, während der Sauerstoff, der erst bei -183°C siedet, flüssig zurückbleibt. Auch dieses Verfahren hat große technische Bedeutung.

Große Mengen Stickstoff sind für die Synthese von Ammoniak erforderlich. Aus Ammoniak werden Düngemittel, Soda und Salpetersäure hergestellt. Der Stickstoff der Luft wird auch für die Erzeugung von Kalkstickstoff, einem weiteren Düngemittel, verwendet.

Stickstoff ist der Hauptbestandteil der Luft. Er hat die Formel N_2 . Stickstoff ist ein farbloses Gas, das eine geringere Dichte als Luft hat, nicht brennt und die Verbrennung nicht fördert. Er ist reaktionsträge. Der Stickstoff der Luft wird in großen Mengen zur Düngemittelerzeugung verwendet.

Ammoniak

Bei der Entgasung der Kohle haben wir als Nebenprodukt das Ammoniak kennengelernt, das durch Lösen in Wasser aus dem Rohgas ausgewaschen wird. Eine Lösung von Ammoniak in Wasser verwenden wir auch als Salmiakgeist oder Ammoniakwasser im Haushalt. Wir werden uns nun mit dem Ammoniak näher beschäftigen.

1. Zusammensetzung und Eigenschaften. Wir gewinnen Ammoniak aus Ammoniakwasser.

❗ **Versuch 8:** *Ammoniakwasser wird in ein Becherglas gegossen. Ermitteln Sie Farbe und Geruch des aus der Lösung entweichenden Ammoniakgases!*

Ammoniak entweicht teilweise schon bei Zimmertemperatur aus seiner Lösung in Wasser. Es ist ein farbloses Gas, riecht stechend und wirkt besonders auf die Schleimhäute der Augen und der Atemwege ätzend.

❗ **Vorsicht beim Arbeiten mit Ammoniak! Atmen Sie das Gas nicht ein! Schützen Sie die Augen vor Spritzern! Schutzbrille benutzen!**

Da Ammoniak leicht flüchtig ist, kann es durch Erwärmen aus seinen wäßrigen Lösungen ausgetrieben werden. Wir untersuchen nun, ob Ammoniak brennbar ist.

❗ **Versuch 9:** *Aus Ammoniakwasser, das sich in einem Rundkolben befindet, wird Ammoniak durch vorsichtiges Erwärmen ausgetrieben. Wir trocknen das Gas mit Ätznatron im U-Rohr. Das getrocknete Gas leiten wir in ein mit Sauerstoff gefülltes weites Glasrohr ein. Dann entzünden wir das Ammoniak (Abb. 13).*

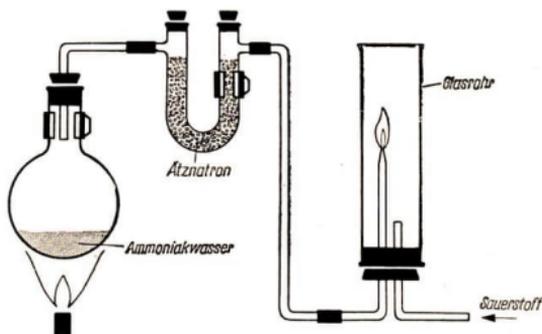


Abb. 13 Nachweis der Brennbarkeit von Ammoniak

Halten Sie ein trockenes Uhrglas über das Glasrohr!

Beobachten Sie den Vorgang im Glasrohr und das Uhrglas!

Ammoniak brennt in Sauerstoff. Als Verbrennungsprodukt entsteht Wasser. Der Wasserstoff des Wassers kann nur aus dem Ammoniak stammen. Ammoniak muß also Wasserstoff enthalten. Den im Ammoniak enthaltenen Wasserstoff werden wir nun an Sauerstoff binden, damit weitere Bestandteile des Ammoniaks frei werden.

❗ **Versuch 10:** *Ammoniak wird wie in Versuch 9 hergestellt und getrocknet. Es wird anschließend in einem Verbrennungsrohr über erhitztes Kupfer(II)-oxyd geleitet. Zum Auffangen des Restgases dient ein Standzylinder, der in einer pneumatischen Wanne steht (Abb. 14).*

Beobachten Sie die Vorgänge im Verbrennungsrohr!

Prüfen Sie das pneumatisch aufgefangene Gas mit einer brennenden Kerze!

Der im Ammoniak enthaltene Wasserstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff des Kupfer(II)-oxyds zu Wasser. Wir beobachten rotes Kupfer und Wassertröpfchen im

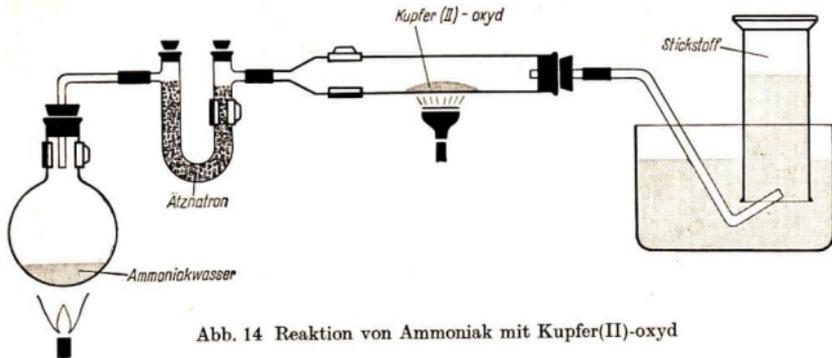


Abb. 14 Reaktion von Ammoniak mit Kupfer(II)-oxyd

kühlen Teil des Verbrennungsrohres. In dem Standzylinder wird ein Gas aufgefangen, in dem eine brennende Kerze erlischt. Genauere Untersuchungen haben gezeigt, daß er Stickstoff enthält. Neben Wasserstoff ist im Ammoniak demnach noch Stickstoff enthalten.

Es wurde durch Analyse und Synthese festgestellt, daß **Ammoniak** eine Stickstoff-Wasserstoff-Verbindung mit der Formel NH_3 ist.

Für die bei den letzten beiden Versuchen beobachteten Reaktionen können wir nun auch die chemischen Gleichungen aufstellen.



Wir wissen bereits, daß sich Ammoniak in Wasser löst. In dem folgenden Versuch wollen wir diesen Vorgang genau untersuchen.



Versuch 11: Durch Luftverdrängung füllen wir einen Rundkolben mit Ammoniakgas (Abb. 15). Wir verschließen den Rundkolben mit einem einfach durchbohrten Stopfen, durch den ein zur Düse ausgezogenes Rohrstück führt. Dieser Kolben wird, wie in Abb. 16 dargestellt, auf einen Stehkolben aufgesetzt. Im Stehkolben befindet sich Wasser, das mit einigen Tropfen Phenolphthaleinlösung versetzt ist. Durch das Ansatzrohr wird so lange Luft eingeblasen, bis der erste Wassertropfen in den oberen Kolben gedrückt ist.

Was können wir feststellen?

Ammoniak löst sich sehr leicht in Wasser. In einem Raumteil Wasser können sich bei 20°C und normalem Luftdruck (760 Torr) rund 700 Raumteile Ammoniak lösen. Die im Handel erhältliche konzentrierte Ammoniaklösung (Salmiakgeist) enthält etwa 25% Ammoniak.

Die Lösung von Ammoniak in Wasser reagiert basisch. Wir wissen, daß diese Reaktion durch die Hydroxylgruppe hervorgerufen wird. Ammoniak verbindet sich zum Teil mit Wasser zu einem Hydroxyd:



In den Hydroxyden, die wir bisher kennenlernten, sind die Hydroxylgruppen an Metalle gebunden. In dem hier gebildeten Hydroxyd tritt an die Stelle des Metalls die Atomgruppe NH_4 . Sie heißt **Ammoniumgruppe** und ist einwertig. Die Base heißt **Ammoniumhydroxyd**.

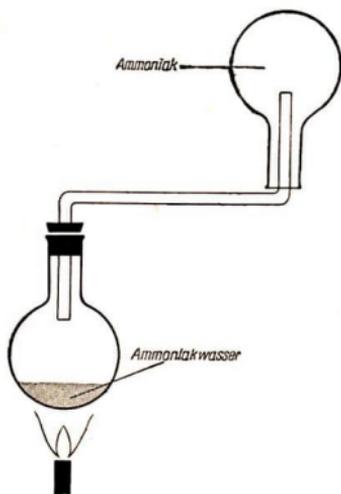


Abb. 15 Füllen eines Rundkolbens mit Ammoniak

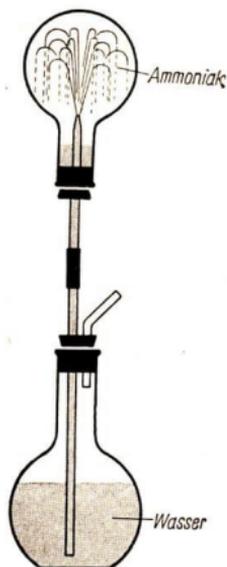


Abb. 16 Ammoniak löst sich sehr leicht in Wasser

Bei dem Erwärmen einer Ammoniaklösung wird zunächst das physikalisch gelöste Ammoniak ausgetrieben. Schließlich wird auch das Ammoniumhydroxyd in Ammoniak und Wasser zerlegt:



Die Bildung (1) und Zersetzung (2) des Ammoniumhydroxyds ist eine umkehrbare Reaktion:



Wir fassen zusammen:

Ammoniak ist eine Stickstoff-Wasserstoff-Verbindung mit der Formel NH_3 . Es ist ein farbloses Gas, das stechend riecht und Tränenreiz hervorruft. Ammoniak löst sich sehr leicht in Wasser, ein Teil setzt sich mit dem Wasser um. Es bildet sich Ammoniumhydroxyd NH_4OH , das basisch reagiert.

2. Ammoniumsalze. In dem folgenden Versuch neutralisieren wir eine wäßrige Ammoniumhydroxyllösung mit Salzsäure:

Versuch 12: Verdünnte Ammoniumhydroxydlösung gießen wir in ein Reagenzglas und versetzen sie mit Phenolphthaleinlösung. Dann geben wir tropfen-

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

Für diesen Neutralisationsvorgang kann die folgende Gleichung aufgestellt werden:



Der weiße Salzkückstand besteht aus dem Ammoniumsalz der Salzsäure. Man nennt dieses Salz daher Ammoniumchlorid. Seine Formel ist NH_4Cl . Dieses Salz entsteht auch, wenn man Ammoniak direkt mit Chlorwasserstoff reagieren läßt.

Versuch 13: *In einen Standzylinder leiten wir Ammoniak ein und decken den Zylinder mit einer Glasplatte ab. Dann wird in einen zweiten, gleich großen Standzylinder Chlorwasserstoff geleitet. Auch dieser Zylinder wird mit einer Glasplatte verschlossen. Wir stellen den Standzylinder mit Chlorwasserstoffgas mit der Öffnung nach unten auf den Ammoniakgas gefüllten Standzylinder. Die Verschlussplatten werden weggezogen.*

Beobachten Sie die Umsetzung der beiden Gase!

Wir erhalten Ammoniumchlorid. Die Reaktionsgleichung lautet:



Ammoniumchlorid wird auch als **Salmiak** bezeichnet.

Diese Umsetzung wird sowohl für den Nachweis von Ammoniak als auch von Chlorwasserstoff verwendet:

Versuch 14: *Über eine offene Vorratsflasche mit Ammoniakwasser wird ein Glasstab gehalten, der mit konzentrierter Salzsäure benetzt ist.*

Über eine mit konzentrierter Salzsäure gefüllte Porzellanschale halten wir einen Glasstab, der vorher in Ammoniakwasser eingetaucht wurde.

Beobachten Sie, ob Salmiakrauch auftritt!

Ammoniumhydroxyd und Ammoniak setzen sich in entsprechender Weise auch mit anderen Säuren um. Sie bilden mit Schwefelsäure Ammoniumsulfat ($\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, mit Kohlensäure Ammoniumcarbonat ($\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Die Ammoniumsalze ähneln in ihren Eigenschaften den Natrium- und Kaliumsalzen. Sie sind zum Beispiel ebenfalls in Wasser leicht löslich. Im Gegensatz zu den Natrium- und Kaliumsalzen sind die Ammoniumsalze aber beim Erwärmen nicht beständig:

Versuch 15: *In einem schräg eingespannten Kugelrohr werden einige Körnchen Ammoniumchlorid schwach erhitzt. Wir legen in den oberen Rohransatz rotes, in den unteren blaues angefeuchtetes Lackmuspapier ein (Abb. 17).*

Beobachten Sie die Indikatorpapierstreifen!

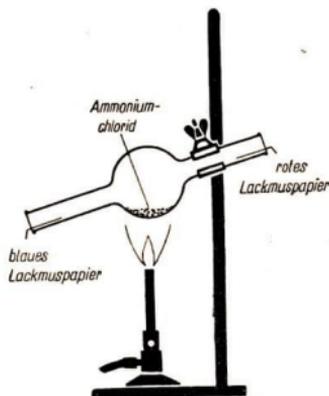
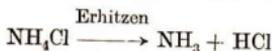


Abb. 17 Zersetzung von Ammoniumchlorid durch Erhitzen

Die Blaufärbung des feuchten roten Lackmuspapierstreifens ist auf leichtflüchtiges Ammoniak, die Rötung des angefeuchteten blauen Streifens auf Chlorwasserstoff zurückzuführen. Ammoniumchlorid zerfällt beim Erhitzen:



Diese Zersetzung des Ammoniumchlorids beim Erhitzen ist beim Löten zur Reinigung des LötKolbens von Bedeutung. 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 dem Löten über den Lötstein, einen Salmiakstein, gestrichen werden. Dabei wird das Ammoniumchlorid in Ammoniak und Chlorwasserstoff zersetzt. Ammoniak entweicht. Chlorwasserstoff aber reagiert mit Kupferoxyd. Die Schneide des LötKolbens wird wieder glänzend.



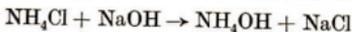
Das entstehende Kupferchlorid verdampft in der Hitze. Auch Ammoniumcarbonat wird beim Erhitzen zersetzt.

Bei den Ammoniumsalzen handelt es sich um Salze einer leichtflüchtigen Base. Wir versuchen nun, ob es möglich ist, mit schwerer flüchtigen Hydroxyden das Ammoniumhydroxyd aus seinen Salzen zu verdrängen.

Versuch 16: *Proben verschiedener Ammoniumsalze werden in kleinen Bechergläsern mit konzentrierter Natriumhydroxydlösung übergossen. Wir decken die Bechergläser mit Uhrgläsern ab, auf deren Unterseite und Oberseite wir angefeuchtetes rotes Lackmuspapier kreuzförmig aufkleben.*

Beobachten Sie die Lackmuspapierstreifen!

Die schwerflüchtige Natronlauge vertreibt aus den Ammoniumsalzen Ammoniak.



Diese Umsetzung verwendet man zum Nachweis von Ammoniumverbindungen.

Ammoniumsalze bestehen aus Ammoniumgruppen und Säureresten. Die Salze sind leicht löslich und werden beim Erhitzen zersetzt. Schwerer flüchtige Hydroxyde machen aus Ammoniumsalzen Ammoniak frei.

3. Chemisches Gleichgewicht. Wie wir festgestellt haben, setzt sich Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff zusammen. Wir werden jetzt versuchen, aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff Ammoniak herzustellen. Da Stickstoff ein sehr reaktionsträges Element ist, das sich nur schwer mit anderen Elementen verbindet, muß seine Reaktionsfähigkeit durch Zufuhr von Energie erhöht werden. Das erfolgt in dem folgenden Versuch mit Hilfe eines elektrischen Funkens.

Versuch 17: *In die in Abbildung 18 dargestellte Apparatur wird eine Flüssigkeit eingefüllt, in der sich Ammoniak nicht löst (Paraffinöl, Quecksilber). 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.*

Prüfen Sie nach Druckausgleich, ob eine Volumenänderung eingetreten ist.

Nun drücken wir etwas Wasser, dem einige Tropfen Phenolphthalein zugesetzt wurden, in den Reaktionsraum.

Stellen Sie fest, ob sich Ammoniak beziehungsweise Ammoniakwasser gebildet hat!

Aus Stickstoff und Wasserstoff wurde unter Volumenabnahme Ammoniak gebildet:



Genauere Messungen ergeben, daß bei Zimmertemperatur und atmosphärischem Druck nur eine geringe Menge Ammoniak entsteht. Die Ausgangsstoffe Stickstoff und Wasserstoff sind noch in großer Menge unverändert vorhanden.

Die Bildung von Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff ist eine exotherme Reaktion. Die Zuführung der Energie war nur zur Einleitung der Reaktion notwendig. Die entgegengesetzte Reaktion, die Zerlegung von Ammoniak in Stickstoff und Wasserstoff ist dagegen endotherm. Sie verläuft unter Aufnahme von Energie. Es müßte demnach möglich sein, unter Ausnutzung der Energie des elektrischen Funkens Ammoniak in Stickstoff und Wasserstoff zu zerlegen:

Versuch 18: In den im Versuch 17 verwendeten Apparat leiten wir Ammoniak ein und lassen durch das Gas elektrische Funken schlagen. Prüfen Sie nach Druckausgleich, ob eine Volumenveränderung eingetreten ist!

Nun wird eine kleine Menge Wasser, dem einige Tropfen Phenolphthaleinlösung zugesetzt wurden, in den Gasraum gedrückt.

Wird Ammoniak restlos zerlegt?

Die chemische Gleichung für diese Zerlegung lautet:



Nach der Reaktion bleibt ein Rest Ammoniak unzerlegt. Versuche mit genauen Messungen bestätigen, daß bei den vorliegenden Bedingungen das Ammoniak bis auf einen geringen Rest in seine Elemente zerlegt wird. Stickstoff und Wasserstoff sind also in großer Menge vorhanden.

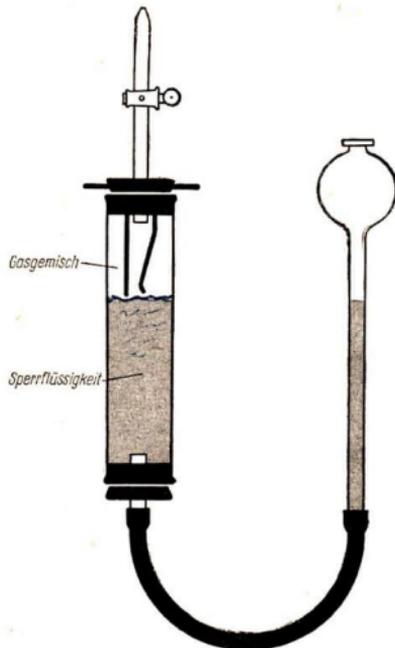


Abb. 18 Bildung von Ammoniak aus den Elementen

Die Volumenzunahme ist ein Beweis für die abgelaufene Zersetzungsreaktion. Aus den Versuchen 17 und 18 geht hervor, daß die Bildungs- und Zersetzungsreaktion des Ammoniaks umkehrbare Reaktionen sind:



Nach beiden Versuchen sind unter den gegebenen Bedingungen (bei Zimmertemperatur und atmosphärischem Druck) verhältnismäßig große Mengen der Elemente Stickstoff und Wasserstoff, aber nur eine geringe Menge der Verbindung Ammoniak in dem abgeschlossenen Reaktionsraum enthalten. Beide Reaktionen verlaufen also nicht vollständig.

Bei der Bildung und Zerlegung von Ammoniak wird nach einer gewissen Zeit ein bestimmtes Mengenverhältnis zwischen den Elementen Stickstoff und Wasserstoff einerseits und der Verbindung Ammoniak andererseits erreicht. Dieses Verhältnis ändert sich von diesem Zeitpunkt an nicht mehr, wie lange wir auch den elektrischen Funken auf das Gasgemisch einwirken lassen. Welche Erklärung können wir für diese Erscheinung geben?

Betrachten wir zunächst die in der Gleichung von links nach rechts verlaufende Reaktion, die über einzelne Teilschritte verläuft. Zur Bildung von Ammoniak müssen die sich mit hoher Geschwindigkeit bewegendes Stickstoff- und Wasserstoffmoleküle in geeigneter Weise zusammentreffen. Da zu Beginn der Reaktion in dem abgeschlossenen Reaktionsraum verhältnismäßig viele Wasserstoff- und Stickstoffmoleküle vorhanden sind, finden sehr häufig solche Zusammenstöße statt, und zwar um so häufiger, je mehr Wasserstoff- und Stickstoffmoleküle in der Raumeinheit enthalten sind. Dadurch werden zu Beginn der Reaktion verhältnismäßig viele Ammoniakmoleküle gebildet.

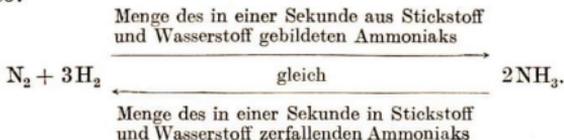
Mit der Abnahme der Stickstoff- und Wasserstoffmoleküle nimmt die Bildung von Ammoniakmolekülen ab. Die Anzahl der je Sekunde gebildeten Ammoniakmoleküle wird geringer. Andererseits nehmen nun die Zusammenstöße von Ammoniakmolekülen untereinander zu. Diese führen dazu, daß Ammoniakmoleküle in Stickstoff- und Wasserstoffmoleküle zerfallen. Je mehr Ammoniak im Reaktionsraum vorhanden ist, desto größer ist die Anzahl der je Sekunde in Stickstoff und Wasserstoff zerfallenden Ammoniakmoleküle.

Nach einer bestimmten Zeit ist die Anzahl der sich in der Sekunde bildenden Ammoniakmoleküle ebenso groß wie die Anzahl der in der Sekunde zerfallenden Ammoniakmoleküle. Diesen Zustand bezeichnet man als ein **chemisches Gleichgewicht**.

Der Anteil der einzelnen Stoffe am Gesamtvolumen bleibt im chemischen Gleichgewicht gleich. Zum Beispiel sind bei einer Temperatur von 200°C und normalem Luftdruck in dem Endgemisch 84,7 Volumenprozent Stickstoff und Wasserstoff und 15,3 Volumenprozent Ammoniak enthalten. Nach außen hin entsteht der Eindruck, als seien die Reaktionen nach Einstellung des Gleichgewichts zum Stillstand gekommen. Das ist aber nicht der Fall. Stets ist die Menge des in einer Sekunde gebildeten Ammoniaks gleich der Menge des in einer Sekunde zerfallenden Ammoniaks. Bildungs- und Zerlegungsreaktion verlaufen also gleich schnell. Das dem chemischen Gleichgewicht entsprechende Mengenverhältnis zwischen den Elementen Stickstoff und Wasserstoff und der Verbindung Ammoniak bleibt erhalten. Der Zustand der Ruhe, den man zu beobachten glaubt, ist demnach nur scheinbar vorhanden. In Wirklichkeit ist auch hier alles in ständiger Bewegung.

An diesem Beispiel erkennen wir wieder die Einheit von Gegensätzen in der Natur. Die Ammoniakbildung und die Ammoniakzerlegung sind zwei einander entgegengesetzte Reaktionen, bilden aber eine Einheit.

Nach Einstellung des chemischen Gleichgewichts im abgeschlossenen Reaktionsraum gilt also:



Das im Gleichgewichtszustand auftretende Mengenverhältnis ist abhängig von den äußeren Bedingungen, unter denen die Reaktionen verlaufen. So sind zum Beispiel bei der Bildung von Ammoniak aus Stickstoff und Sauerstoff bei 200°C und normalem Luftdruck im Endgemisch überwiegend Stickstoff und Wasserstoff und nur wenig Ammoniak enthalten. Man sagt, das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Elemente Stickstoff und Wasserstoff.

Die Lage des Gleichgewichtes ist von großer Bedeutung. Für die technische Herstellung von Ammoniak wären die Bedingungen von Versuch 18 sehr ungünstig. Da das Gleichgewicht unter diesen Bedingungen auf der Seite der Elemente Stickstoff und Wasserstoff liegt, wäre die Ausbeute an Ammoniak nur gering.

In der chemischen Gleichung kann man die Lage des Gleichgewichtes dadurch zum Ausdruck bringen, daß der Reaktionspfeil in der Richtung, nach der das Gleichgewicht verschoben ist, stärker ausgezogen wird.

Die Gleichung der besprochenen Reaktion wird also für die erwähnten Bedingungen wie folgt geschrieben:



Bei jeder umkehrbaren chemischen Reaktion stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein. Die Mengen der im geschlossenen Reaktionsraum befindlichen Ausgangs- und Endstoffe stehen dabei in einem bestimmten festen Verhältnis zueinander, das sich nicht mehr ändert. Das chemische Gleichgewicht hat sich eingestellt, wenn die Mengen der sich in der Zeiteinheit bildenden und der zerfallenden Endstoffe gleich sind.

4. Prinzip von LE CHATELIER. Bei den Versuchen 17 und 18 herrschten bestimmte, unveränderte äußere Bedingungen (Temperatur, Druck). Auf diese beziehen sich unsere Aussagen über die Mengenverhältnisse der Ausgangs- und Endstoffe im Gleichgewichtszustand. Wie wirken nun Änderungen der Temperatur und des Druckes auf diese Mengenverhältnisse und damit auf die Lage des chemischen Gleichgewichtes ein?

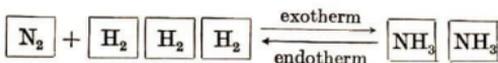
Aus genauen experimentellen Untersuchungen hat man für die Bildung und Zerlegung von Ammoniak die in Tabelle 8 zusammengestellten Werte gefunden. Sie geben an, wieviel Volumenprocente Ammoniak im Endgemisch bei verschiedenen Temperaturen und Drucken enthalten sind.

Tabelle 8. Volumeninhalte an Ammoniak bei Bildungs- und Zerlegungsreaktion unter verschiedenen Temperatur- und Druckbedingungen

Temperatur/Druck	1 at	200 at	1000 at
200° C	15,3 %	85,8 %	98,3 %
300° C	2,18 %	62,8 %	92,6 %
400° C	0,44 %	36,3 %	79,8 %
500° C	0,13 %	17,6 %	57,5 %
600° C	0,05 %	8,3 %	31,4 %
700° C	0,02 %	4,1 %	12,9 %

Die Bildung von Ammoniak aus den Elementen ist eine exotherme Reaktion. Sie verläuft unter Volumenabnahme. Aus vier Raumteilen umgesetztem Stickstoff und Wasserstoff entstehen zwei Raumteile Ammoniak.

Die Zerlegungsreaktion ist endotherm. Sie verläuft unter Volumenzunahme. Zwei Raumteile Ammoniak zerfallen in vier Raumteile Stickstoff und Wasserstoff.



Aus der Tabelle 8 ist ersichtlich: Bei steigender Temperatur (bei gleichbleibendem Druck) nimmt die Menge des gebildeten Ammoniaks ab. Die Lage des Gleichgewichts verschiebt sich also zugunsten der Zerlegungsreaktion, die unter Wärmeverbrauch verläuft. Bei zunehmendem Druck (bei gleichbleibender Temperatur) nimmt die Menge des gebildeten Ammoniaks zu. Die Lage des Gleichgewichts verschiebt sich zugunsten der Bildungsreaktion, die unter Volumenabnahme verläuft.

Diesen Tatsachen liegt ein allgemeines Gesetz zugrunde, das 1884 erstmalig von dem französischen Chemiker HENRY LE CHATELIER ausgesprochen und nach ihm als das **Prinzip von LE CHATELIER** bezeichnet wird. Es besagt:

Bei Temperaturerhöhung verlagert sich das Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Wärmeverbrauch abläuft.
Bei Druckerhöhung verschiebt sich das Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Volumenabnahme verläuft.

Mit Hilfe des Prinzips von LE CHATELIER kann man ermitteln, in welcher Richtung der Verlauf einer im chemischen Gleichgewicht befindlichen Reaktion bei Änderung der äußeren Bedingungen beeinflusst wird.

5. Technische Synthese von Ammoniak. Mit der technischen Synthese von Ammoniak lernen wir einen weiteren wichtigen Großprozeß kennen.

Wir haben mit Versuch 17 bestätigt, daß Ammoniak NH_3 durch Synthese aus den Elementen Stickstoff N_2 und Wasserstoff H_2 hergestellt werden kann. Diese beiden Ausgangsstoffe müssen technisch in großen Mengen erzeugt werden. Der Stickstoff kann aus Generatorgas, der Wasserstoff aus Wassergas gewonnen werden. Bei der technischen Synthese von Ammoniak geht man daher von einem Gemisch beider Gase, dem **Mischgas**, aus.

a) Physikalische und chemische Grundlagen

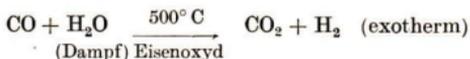
Reinigung des Synthesegases. Da das Mischgas aus stark schwefelhaltigen Kohlen erzeugt wird, enthält es beträchtliche Mengen Schwefel (etwa 15 g/m^3). Dieser ist überwiegend in Form von Schwefelwasserstoff H_2S im Rohgas enthalten und muß vor der Synthese entfernt werden. Die Schwefelreinigung erfolgt in zwei Stufen.

Die erste Stufe, die **Grobentschwefelung**, beruht darauf, daß Lösungen bestimmter Kaliumsalze Schwefelwasserstoff aufzunehmen vermögen. Diese Lösungen werden als **Sulfosolvanlösungen** bezeichnet. Beim Erhitzen der mit Schwefelwasserstoff gesättigten Lösungen geben diese den Schwefelwasserstoff wieder ab. Durch Oxydation mit Sauerstoff führt man den Schwefelwasserstoff dann in Schwefel über:



Das so vorgereinigte Synthesegas enthält noch etwa 3 bis 4 g/m^3 Schwefel als Schwefelwasserstoff. Dieser wird in der zweiten Stufe, der **Feinentschwefelung**, mit Sauerstoff oxydiert. Der entstehende Schwefel wird durch Aktivkohle adsorbiert.

Das Mischgas enthält nun neben Stickstoff und Wasserstoff noch Kohlenmonoxyd und geringe Mengen Kohlendioxyd. Das Kohlenmonoxyd wird durch chemische Umsetzung zunächst in Kohlendioxyd umgewandelt. Man läßt das kohlenmonoxydhaltige Mischgas mit Wasserdampf reagieren. Bei einer Temperatur von etwa 500°C setzt sich Kohlenmonoxyd bei Anwesenheit eines Eisenoxydkontaktes mit Wasserdampf um:



Es entstehen Kohlendioxyd und Wasserstoff. Die Umwandlung des Kohlenmonoxyds mit Wasserdampf in Kohlendioxyd wird **Konvertierung** genannt.

Kohlendioxyd löst sich unter erhöhtem Druck in Wasser sehr leicht. Das bei der Konvertierung entstandene Kohlendioxyd wird daher durch eine **Druckwasserwäsche** aus dem Synthesegas entfernt. Nach einer nochmaligen Feinreinigung besteht das Synthesegas nur noch aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff und kann nun zur Reaktion gebracht werden.

Ammoniaksynthese. Die Synthese von Ammoniak aus den Elementen ist eine Gleichgewichtsreaktion. Die Lage des Gleichgewichtes ist von der Temperatur und dem Druck abhängig. Mit Hilfe des Prinzips von LE CHATELIER kann man die günstigsten Bedingungen für eine Verschiebung des Gleichgewichtes nach der Seite der Ammoniakbildung ermitteln. Durch Anwendung von Katalysatoren kann die Schnelligkeit der Gleichgewichtseinstellung beeinflusst werden.

Aus Tabelle 8 können wir entnehmen, daß die Lage des Gleichgewichtes bei niedrigen Temperaturen und hohen Drucken sehr günstig ist. Die Ammoniakausbeute ist unter diesen Bedingungen verhältnismäßig hoch.

Bei niedrigen Temperaturen stellt sich das Gleichgewicht jedoch nur sehr langsam ein. Die Reaktion verläuft nicht schnell genug. Sie kann aber mit Hilfe von Katalysatoren beschleunigt werden. Man verwendet in der Technik meist einen eisen-

haltigen Mischkatalysator. Er besteht aus Eisen und geringen Zusätzen anderer Stoffe. Da dieser Kontakt aber erst bei Temperaturen über 400°C wirksam wird, muß diese Temperatur überschritten werden.

Eine Druckerhöhung ist wegen der steigenden Anforderungen an das Baumaterial der Reaktionsräume nicht unbegrenzt möglich.

Alle diese Faktoren müssen bei der technischen Durchführung der Synthese berücksichtigt werden. Die Ammoniaksynthese wird nach verschiedenen Verfahren durchgeführt. Die Syntheseanlagen der Deutschen Demokratischen Republik im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ arbeiten bei einer Temperatur von 500°C und einem Druck von 200 at. Die Ausbeute an Ammoniak liegt theoretisch unter diesen Bedingungen bei 17,6 %.

b) Technische Durchführung

Erzeugung und Reinigung des Synthesegases. Der Ausgangsstoff für die Ammoniaksynthese, das Mischgas, wird in der Deutschen Demokratischen Republik vor allem aus Braunkohle, sauerstoffangereicherter Luft und Wasserdampf im WINKLER-Generator (Abb. 19) erzeugt. Der WINKLER-Generator besteht im wesentlichen aus einem zylindrischen Ofen ohne Rost. Die Kohle gelangt über eine Eindreh-schnecke in den Ofen. Durch Düsen werden Luft und Wasserdampf eingeblasen. Dadurch wird die Kohle aufgewirbelt und in der Schwebe gehalten. In der Wirbelschicht vergast die Kohle. Das Verfahren wird daher als Wirbelschichtverfahren bezeichnet.

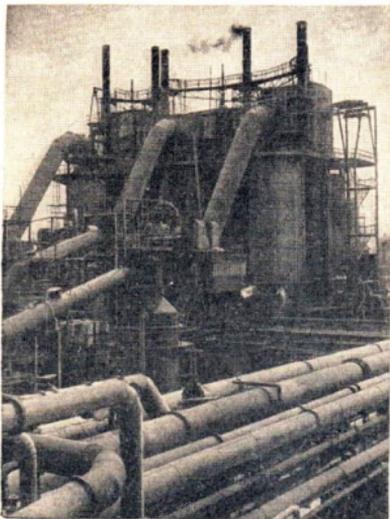


Abb. 19 WINKLER-Generatoren im VEB Kombinat „Otto Grotewohl“, Böhlen

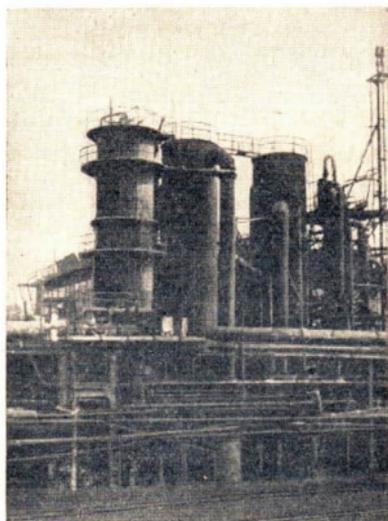


Abb. 20 Sulfosolvananlage im VEB Kombinat „Otto Grotewohl“, Böhlen

Das so hergestellte Mischgas ist ein Gemisch von Stickstoff, Wasserstoff, Kohlenmonoxyd und anderen Bestandteilen. Es wird vor der Synthese sorgfältig gereinigt. Besonders Staub, Schwefelwasserstoff, Kohlenmonoxyd und Kohlendioxyd machen den Katalysator unwirksam und müssen vor der Synthese entfernt werden.

Die Grobentschwefelung erfolgt in der Sulfosolvananlage (Abb. 20). Der wichtigste Teil dieser Anlage ist der Glockenbodenwaschturm (Abb. 21). Die Sulfosolvanlösung fließt von oben in den Waschturm ein und bewegt sich von Boden zu Boden nach unten. Dabei kommt sie wiederholt mit dem Rohgas in Berührung, das von unten in den Turm eingeleitet und durch die Glocken dazu gezwungen wird, auf jedem Boden durch die Waschflüssigkeit hindurchzuziehen. Auch hier wird also der Gegenstrom angewandt. In sogenannten Ausgasekolonnen wird dann der Schwefelwasserstoff aus der Sulfosolvanlösung ausgetrieben.

Die Feinentschwefelung erfolgt in Aktivkohleadsorbern (Abb. 22), in denen der Schwefelwasserstoff durch Sauerstoff zu Schwefel oxidiert wird. Er wird dann von der Aktivkohle adsorbiert. Von Zeit zu Zeit entfernt man durch Lösungsmittel den Schwefel aus der Aktivkohle. Das Gasgemisch besteht nun im wesentlichen noch aus Stickstoff, Wasserstoff, Kohlenmonoxyd und kleinen Mengen Kohlendioxyd.

Als nächste Reaktion folgt die Konvertierung des Kohlenmonoxyds. Das Kohlenmonoxydhaltige Gas wird in Kontaktöfen (Abb. 23) zusammen mit Wasserdampf über eisenoxydhaltige Katalysatoren geleitet. Dabei setzt sich das Kohlenmonoxyd mit dem Wasserdampf zu Kohlendioxyd und Wasserstoff um.

Das Synthesegas enthält nun außer Stickstoff und Wasserstoff noch Kohlendioxyd. Das Kohlendioxyd wird nunmehr aus dem Mischgas unter Druck ausgewaschen.

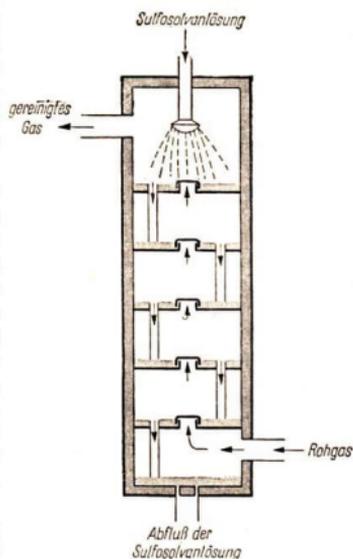


Abb. 21 Schematische Darstellung eines Glockenbodenwaschturms

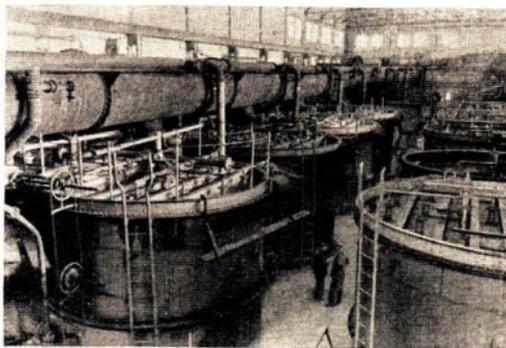


Abb. 22 Aktivkohleadsorber im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

Für die Druckwasserwäsche werden hohe **Waschtürme** eingesetzt, die Füllkörper enthalten (Abb. 24 und 25). Das Gas wird mit **Kompressoren** auf 25 at komprimiert und von unten in den Waschturm gedrückt. Von oben wird Wasser unter Druck zugeführt. Die Anwendung von Druck, der Gegenstrom und die Oberflächenvergrößerung mit Hilfe von Füllkörpern begünstigen den Lösevorgang von Kohlendioxyd in Wasser. Das hier entfernte Kohlendioxyd verwertet man meist bei der Herstellung von Ammoniumsulfat.

Das Synthesegas wird mit mächtigen **Kompressoren** (Abb. 26) auf etwa 200 at verdichtet und dann in einer Feinreinigung von Resten an Kohlenmonoxyd und Kohlendioxyd befreit.

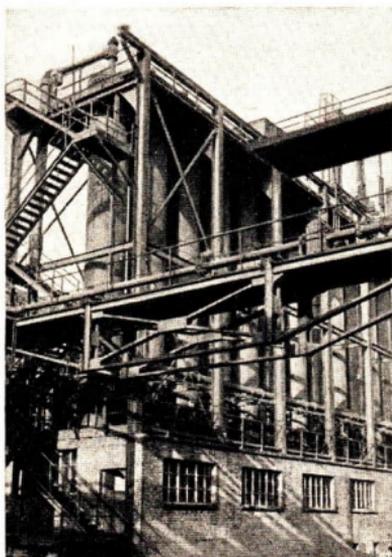


Abb. 24 Waschtürme der Druckwasserwäsche im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

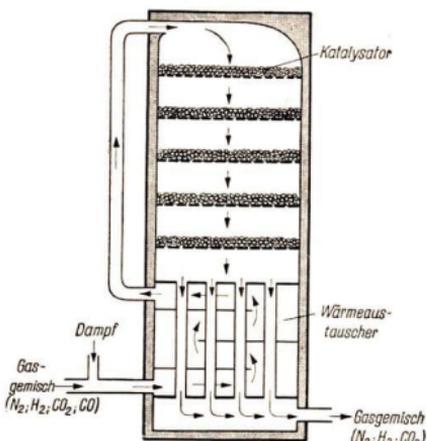


Abb. 23 Schematische Darstellung eines Kontakt-ofens zur Konvertierung

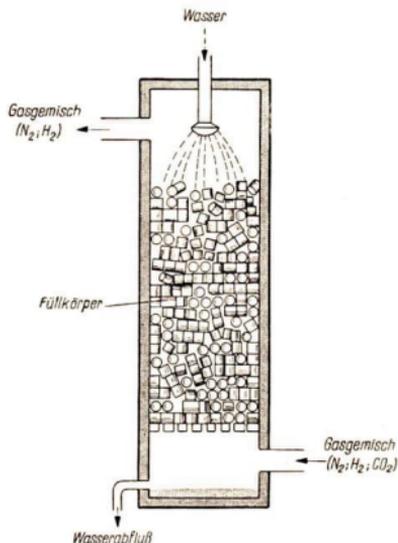


Abb. 25 Schematische Darstellung eines Waschturms der Druckwasserwäsche

Synthese von Ammoniak nach dem **HABER-BOSCH-Verfahren**. Das reine Synthesegasgemisch gelangt unter einem Druck von 200 at in die **Kontaktöfen** (Abb. 27). Die röhrenförmigen Öfen haben eine Höhe von 12 m und einen Außendurchmesser von 1 m. Sie bestehen aus einem Stahlmantel, der innen mit einem Futterrohr aus kohlenstoffarmem Eisen ausgekleidet ist. Gewöhnlicher Stahl ist für Ammoniak-

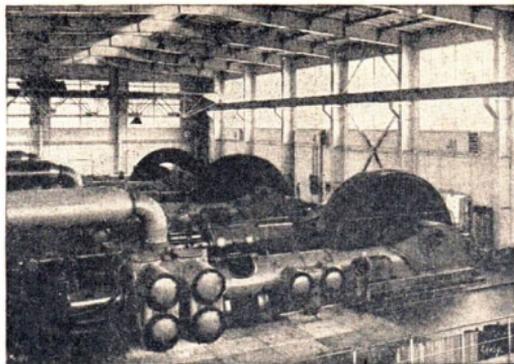


Abb. 26 Hochdruckkompressoren
im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

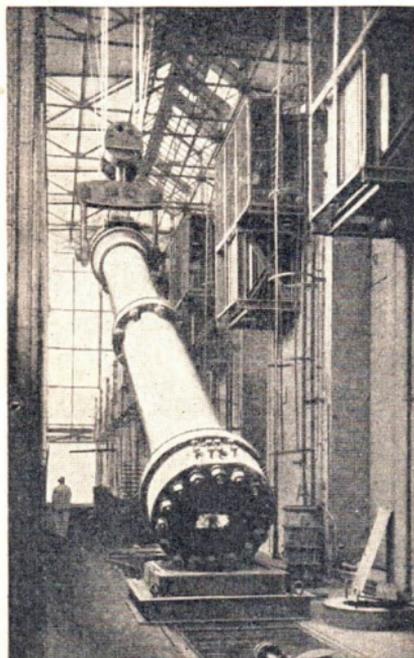


Abb. 27 Einbau eines Ammoniak-Kontaktofens
im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

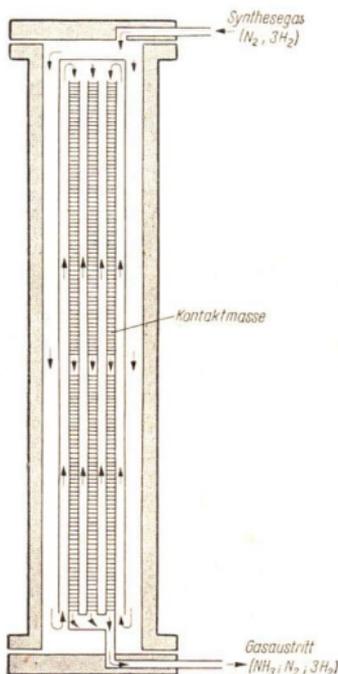


Abb. 28 Schematische Darstellung
eines Ammoniak-Kontaktofens

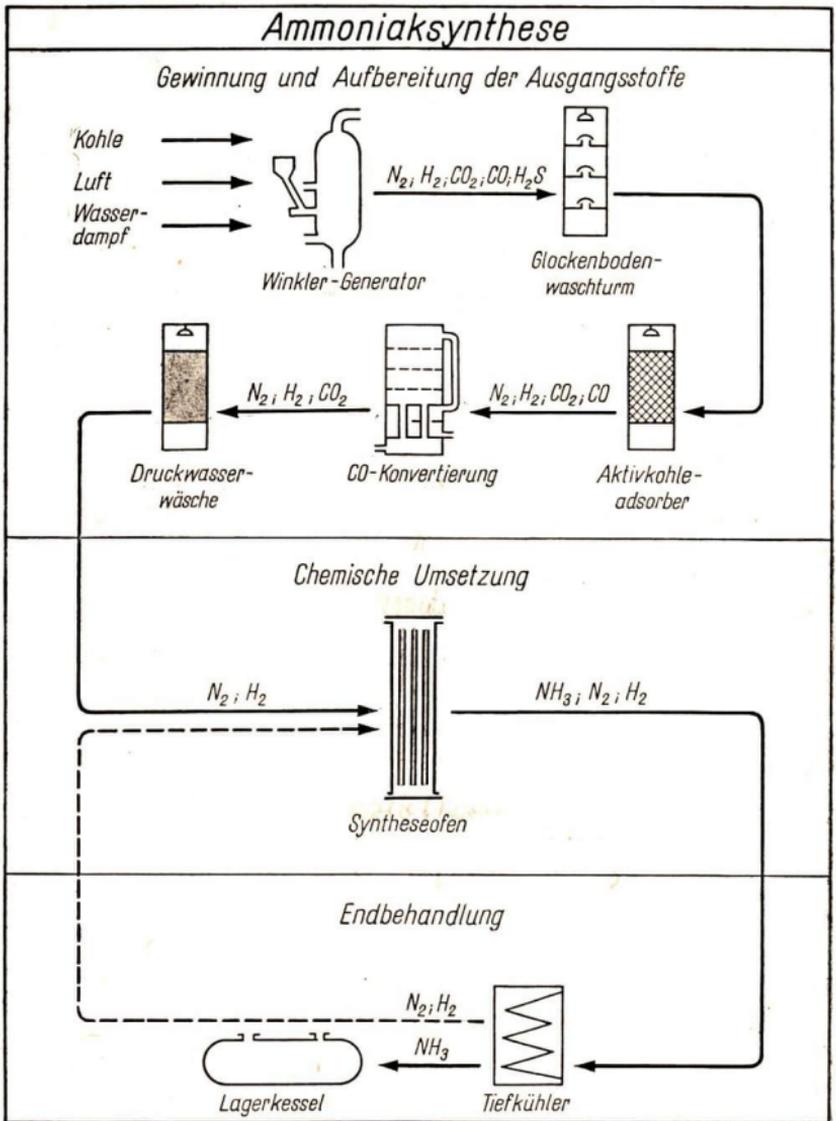


Abb. 29 Schematische Darstellung der Ammoniaksynthese

Kontaktöfen nicht geeignet, da sich der Wasserstoff bei hohen Temperaturen und Drucken mit dem Kohlenstoff des Stahls verbindet. Der Stahl wird dadurch porös. Kontaktöfen aus Stahl würden deshalb nach einiger Zeit ihre Festigkeit verlieren und platzen. Kohlenstoffarmes Eisen ist jedoch im Gegensatz zu Stahl für Wasserstoff undurchlässig. Im Inneren des Kontaktofens befindet sich ein Einsatz mit dicht aneinanderliegenden senkrechten Rohren, die mit Kontaktmasse gefüllt sind (Abb. 28).

Das kalte Synthesegas strömt von oben nach unten durch den Zwischenraum zwischen Mantel und Einsatz. Der Mantel wird dabei gekühlt und dadurch geschont. Dann strömt das Gas mit hoher Geschwindigkeit durch die kleinen Zwischenräume außen an den heißen Kontaktrohren vorbei nach oben, wobei es auf 400 bis 450° C aufgewärmt wird. Oben tritt es in die Kontaktrohre ein. Bei der exothermen Umsetzung zu Ammoniak am Kontakt wird Wärme frei. Sie wird durch außen nachströmendes Gas abgeführt. Frisches Synthesegas und bereits umgesetztes Gas werden im Gegenstrom zueinander geführt. Dadurch wird der Wärmeaustausch zwischen ihnen begünstigt. Die Reaktionstemperatur steigt nicht über 500° C an.

Das den Kontaktöfen verlassende Gasmisch enthält neben dem gebildeten Ammoniak nichtumgesetzten Stickstoff und Wasserstoff. Der Anteil des Ammoniaks beträgt etwa 15 %. Es wird durch Kühlung verflüssigt und aus dem Gasmisch abgetrennt. Stickstoff und Wasserstoff aber werden dem Kontaktöfen erneut durch Umlaufpumpen zugeführt. Dadurch werden die Ausgangsstoffe trotz der unvollständig ablaufenden Reaktion restlos ausgenutzt.

Die Leistung der Ammoniaksyntheseöfen beträgt etwa 85 t Ammoniak am Tage. Die Abbildung 29 gibt einen Überblick über die einzelnen Stufen der Ammoniaksynthese.

Die Ammoniaksynthese wurde in Deutschland entwickelt. Der Chemiker FRITZ HABER (Abb. 30) erforschte im Laboratoriumsversuch die chemischen Grundlagen des Verfahrens. Die großtechnische Durchführung der Synthese, die mit vielen Schwierigkeiten verbunden war, wurde in den Jahren 1908 bis 1913 von CARL BOSCH verwirklicht. Das Verfahren heißt nach seinen Erfindern HABER-BOSCH-Verfahren.



Abb. 30 FRITZ HABER

Ammoniak wird großtechnisch nach dem HABER-BOSCH-Verfahren hergestellt. Aus Braunkohle, sauerstoffangereicherter Luft und Wasserdampf wird das Synthesegas erzeugt. Es muß entstaubt und entschwefelt werden. Das im Synthesegas enthaltene Kohlenmonoxyd wird durch Konvertierung in Kohlendioxyd übergeführt. Das Kohlendioxyd wäscht man unter Druck aus. Die Synthese erfolgt bei 500° C und 200 at an einem Eisen-Mischkatalysator.

6. Verwendung. Ammoniak gehört zu den wichtigsten Ausgangsstoffen der chemischen Produktion. Der größte Teil des erzeugten Ammoniaks wird für die Her-

stellung von stickstoffhaltigen Düngemitteln verwendet. Die Salpetersäureherstellung geht vom Ammoniak aus. Auch auf vielen anderen Gebieten der chemischen Produktion werden große Mengen Ammoniak verwendet. So ist Ammoniak für die Synthese von Harnstoff und für die Produktion von Soda nach dem Ammoniak-Soda-Verfahren erforderlich.

Flüssiges Ammoniak, das beim Verdunsten viel Wärme verbraucht, wird zur Kühlung verwendet. Bei den meisten Kühlmaschinen dient Ammoniak als Kühlmittel.

In Abbildung 31 wird ein Überblick über die Verwendung des Ammoniaks gegeben.

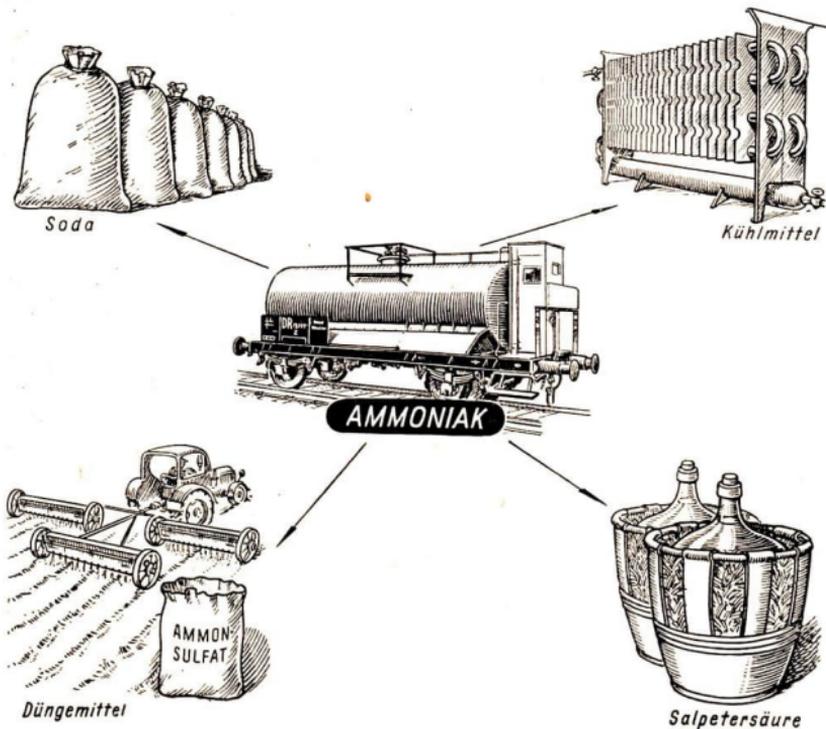


Abb. 31 Verwendung von Ammoniak

Salpetersäure

1. Zusammensetzung und Eigenschaften. Bei der Darstellung von Salzsäure ließen wir auf Natriumchlorid Schwefelsäure einwirken. Die leichtflüchtige Salzsäure wurde dabei aus ihrem Salz von der schwerer flüchtigen Schwefelsäure verdrängt.

In ähnlicher Weise kann man aus dem in der Natur vorkommenden Salz **Natronsalpeter**¹⁾ durch Einwirkung von Schwefelsäure eine Säure frei machen. Der Natronsalpeter hat die Zusammensetzung NaNO_3 . Er reagiert mit Schwefelsäure unter Bildung von Natriumsulfat und einer Säure, für die die Formel HNO_3 ermittelt wurde:



Man nennt sie, da sie aus Salpeter gewonnen werden kann, **Salpetersäure**. Die konzentrierte Salpetersäure ist schwach gelb gefärbt und hat einen durchdringenden Geruch. Salpetersäure ist die wichtigste Säure des Stickstoffs. Ihr Säurerest $-\text{NO}_3$ ist einwertig.

Salpetersäure HNO_3 ist die wichtigste Säure des Stickstoffs. Man kann sie aus Salpeter mit Hilfe der schwerflüchtigen Schwefelsäure herstellen.

Wir ermitteln nun die Eigenschaften der verdünnten und der konzentrierten Salpetersäure durch Versuche.

a) Reaktionen der verdünnten Salpetersäure

Wir lassen auf unedle und edle Metalle, auf Metalloxyde und Hydroxyde verdünnte Salpetersäure einwirken:

Versuch 19: *In je ein Reagenzglas geben wir etwas Magnesium, Kupfer, Magnesiumoxyd und Kupferoxyd und übergießen mit verdünnter Salpetersäure. In ein weiteres Reagenzglas geben wir einige Kubikzentimeter verdünnte Natronlauge, fügen einige Tropfen Phenolphthaleinlösung hinzu und neutralisieren durch tropfenweises Hinzugeben von verdünnter Salpetersäure.*

Achten Sie auf Gasentwicklung bei der Reaktion der Metalle mit verdünnter Salpetersäure!

Dampfen Sie, soweit eine Umsetzung stattfindet, eine kleine Probe der Lösung im Reagenzglas ein und beurteilen Sie den Rückstand!

Wir erkennen: Verdünnte Salpetersäure weist die charakteristischen Eigenschaften aller verdünnten Säuren auf.

Bei den Umsetzungen von Metallen, Metalloxyden oder Hydroxyden mit verdünnter Salpetersäure entstehen Salze. Die Salze der Salpetersäure heißen **Nitrate**. Sie bestehen aus einem Metall und dem einwertigen Säurerest NO_3 .

Verdünnte Salpetersäure setzt sich wie andere verdünnte Säuren mit unedlen Metallen, allen Metalloxyden und Hydroxyden zu Salzen um. Diese Salze heißen Nitrate.

b) Reaktionen der konzentrierten Salpetersäure; Oxyde des Stickstoffs

Wir untersuchen nun die Eigenschaften der konzentrierten Salpetersäure.

¹⁾ sal (lateinisch) = Salz; petros (griechisch) = Fels. Salpeter = Felsensalz



Versuch 20: 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!

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:



Es wird Sauerstoff frei, außerdem entsteht neben Wasser ein Oxyd des Stickstoffs, das Stickstoffdioxyd. In diesem Oxyd sind an ein Stickstoffatom zwei Sauerstoffatome gebunden. Es hat daher die Formel NO_2 . Stickstoffdioxyd ist ein Gas, das wir leicht an seiner braunen Farbe erkennen können.

Die Zersetzung der Salpetersäure unter Abgabe von Stickstoffdioxyd und Sauerstoff erfolgt schon bei Zimmertemperatur und Lichteinwirkung. Da sich das braune Stickstoffdioxyd in der Salpetersäure löst, wird sie gelb gefärbt. Wegen der Sauerstoffabgabe ist die konzentrierte Säure ein starkes Oxydationsmittel. Auf Grund der starken Oxydationswirkung ist sie auch ein feuergefährlicher Stoff. Kommt konzentrierte Salpetersäure mit leicht entflammaren Stoffen (z. B. Stroh oder Holzwolle) in Berührung, so kann es zur Selbstentzündung kommen.

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

⚠ **Beim Arbeiten mit konzentrierter Salpetersäure äußerste Vorsicht! Sie wirkt stark ätzend!**

Die oxydierende Wirkung der konzentrierten und der nur wenig verdünnten Salpetersäure ist von Bedeutung für ihre Umsetzung mit Metallen:



Versuch 21: In einer nach Abbildung 32 unter dem Abzug aufgebauten Apparatur lassen wir halbkonzentrierte Salpetersäure auf Kupferspäne einwirken. Das bei diesem Versuch entstehende Gas fangen wir in einem Standzylinder pneumatisch auf.

Beobachten Sie die im Kolben verbleibende Lösung und das Gas im Kolben und im Standzylinder!

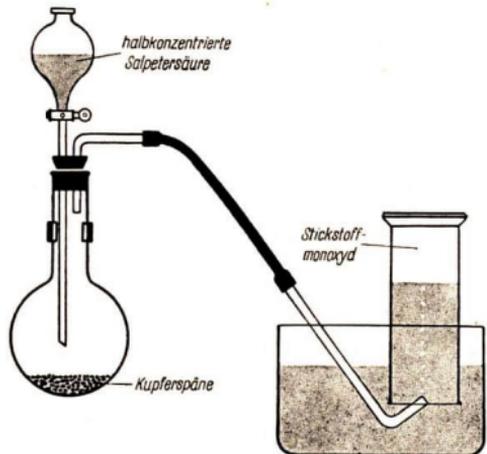


Abb. 32 Reaktion von halbkonzentrierter Salpetersäure mit Kupfer

Im Gegensatz zu stark verdünnter Salpetersäure oder zu den anderen uns bisher bekannten Säuren setzt sich konzentrierte oder wenig verdünnte Salpetersäure mit dem Halbedelmetall Kupfer um. Es entsteht blaue Kupfernitratlösung. Diese Reaktion beruht darauf, daß die Salpetersäure auf Grund ihrer Oxydationswirkung zunächst das Kupfer zu Kupferoxyd oxydiert. Das so entstandene Kupferoxyd wird dann mit weiterer Salpetersäure zu Kupfernitrat umgesetzt. Das ist eine uns schon bekannte Art der Salzbildung. Es entsteht dabei neben dem blauen Kupfernitrat noch Wasser.

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 ist ein starkes Oxydationsmittel und setzt sich auch mit Halbedelmetallen und Edelmetallen zu Nitraten um. Nur mit Gold und Platin reagiert konzentrierte Salpetersäure nicht.

Bei Versuch 21 entstehen in dem Kolben braune Gase, dagegen ist das im Standzylinder pneumatisch aufgefangene Gas farblos. Wir werden nun das bei diesem Versuch entstehende Gas genauer untersuchen.



Versuch 22: *In den halb mit Gas gefüllten Standzylinder aus Versuch 21 leiten wir in der pneumatischen Wanne von unten her einige Kubikzentimeter Sauerstoff ein. Der Versuch ist unter dem Abzug durchzuführen!*

Beobachten Sie die Farbe des Gases und den Stand des Sperrwassers!



Versuch 23: *Wir verschließen den Standzylinder aus Versuch 22 unter Wasser mit einer Glasplatte und nehmen ihn aus der Wanne. Dann lassen wir das Restgas unter dem Abzug entweichen.*

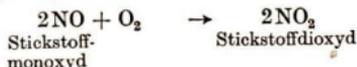
Beachten Sie die Farbe des entweichenden Gases!

Prüfen Sie die im Standzylinder verbleibende Flüssigkeit!

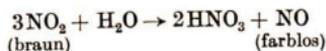
Bei der Einwirkung von konzentrierter Salpetersäure auf Kupfer wird das Kupfer oxydiert. Dabei wird die Salpetersäure zu einem sauerstoffarmen Gas, dem Stickstoffmonoxyd, reduziert



Das Stickstoffmonoxyd enthält im Gegensatz zum Stickstoffdioxid nur ein Sauerstoffatom im Molekül. Der Stickstoff ist in dieser Verbindung zweiwertig. Durch reinen Sauerstoff oder den Sauerstoff der Luft wird das Stickstoffmonoxyd sehr leicht zu Stickstoffdioxid oxydiert:



Stickstoffdioxid löst sich leicht in Wasser unter Bildung von Salpetersäure und Stickstoffmonoxyd:



Wir überlegen folgende Fragen: Warum bildete sich in dem Kolben anfangs Stickstoffdioxid? Warum wurde Stickstoffdioxid nicht im Standzylinder aufgefangen? Weshalb trat nach dem Einleiten von Sauerstoff in den mit Stickstoffmonoxid gefüllten Standzylinder eine Volumenverminderung ein?

▼ **Stickstoffoxyde sind sehr giftig. Sie verätzen die Luftwege, besonders die Lunge!**
 • **Atmen Sie die Gase nicht ein! Arbeiten Sie bei Versuchen, bei denen Stickstoffoxyde entstehen, stets unter dem Abzug!**

Bei der Untersuchung der konzentrierten und schwach verdünnten Salpetersäure lernten wir zwei Oxyde des Stickstoffs kennen. Wir vergleichen nun beide Gase miteinander:

Stickstoffmonoxyd: farblos in Wasser wenig löslich	Stickstoffdioxid: braun in Wasser leicht löslich
--	--

2. Herstellung der Salpetersäure nach dem OSTWALD-Verfahren. Wir werden nun die Herstellung der für die chemische Industrie sehr wichtigen Salpetersäure kennenlernen.

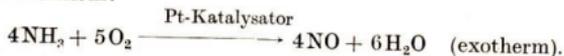
Salpetersäure wurde früher durch Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Natronsalpeter hergestellt. Dieses Verfahren hat für uns heute keine Bedeutung mehr. Ausgangsstoff für die Herstellung von Salpetersäure ist vielmehr das Stickstoffmonoxyd.

a) Chemische Grundlagen

Die wichtigste Aufgabe bei der technischen Herstellung der Salpetersäure besteht darin, Stickstoffmonoxyd in großen Mengen zu erzeugen. Heute wird fast ausschließlich das von dem deutschen Chemiker WILHELM OSTWALD im Jahre 1908 entwickelte Verfahren angewandt. Es beruht auf der Verbrennung von Ammoniak in Luft. Diese Reaktion führt aber, wie wir bereits in Versuch 9 erkannt haben, zur Bildung von Stickstoff:



Unter Verwendung eines Platinkatalysators kann jedoch Ammoniak zu Stickstoffmonoxyd oxydiert werden. Man spricht von einer **katalytischen Oxydation**. Die Reaktion ist exotherm:



Die Berührungszeit des Ammoniak-Luft-Gemisches am Katalysator muß sehr kurz gehalten werden, weil sonst Stickstoffmonoxyd in Stickstoff und Sauerstoff zerfällt. Es wird daher mit einer großen Strömungsgeschwindigkeit gearbeitet.

Das entstehende Stickstoffmonoxyd wird mit weiterem Sauerstoff der Luft zu Stickstoffdioxid oxydiert. Dann folgt die Umsetzung von Stickstoffdioxid mit Wasser zu Salpetersäure. Für die exothermen Umsetzungen gilt die folgende Gesamtgleichung:



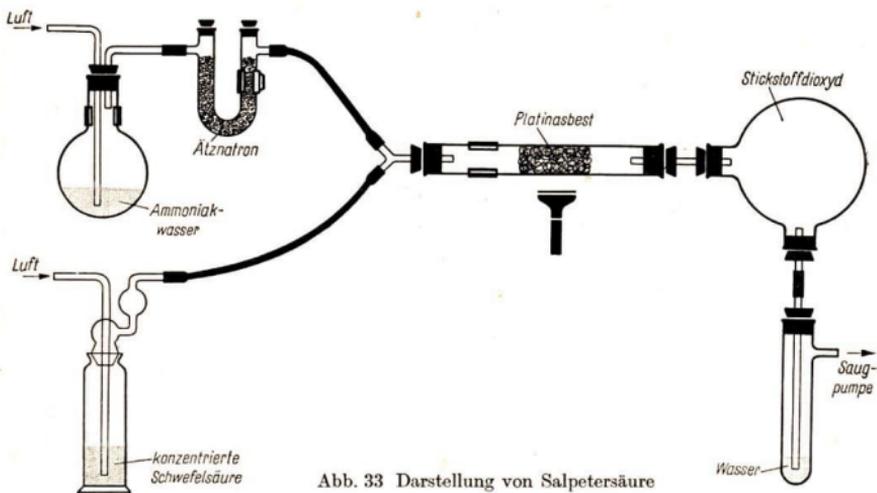


Abb. 33 Darstellung von Salpetersäure



Versuch 24: Ein Gemisch von Ammoniak und Luft wird in der Versuchsanordnung nach Abbildung 33 über den erhitzten Katalysator aus Platinasbest oder Eisen(III)-oxydasbest geleitet. Das schließlich entstehende Stickstoffdioxid lösen wir in wenig Wasser. Es wird mit blauem Lackmuspapier auf Salpetersäure geprüft.

Beobachten Sie das sich bei der Reaktion bildende Gas! Achten Sie auf Farbänderung des Indikators!

b) Technische Durchführung

Die technische Durchführung des Verfahrens erfolgt in zwei Teilabschnitten. Im ersten Teilabschnitt wird Ammoniak mit Sauerstoff der Luft katalytisch zu Stickstoffmonoxyd oxydiert. Im zweiten Teilabschnitt wird das so erhaltene Stickstoffmonoxyd mit weiterem Sauerstoff der Luft zu Stickstoffdioxid oxydiert und dann mit Wasser zu Salpetersäure umgesetzt.

Die Ammoniakverbrennung erfolgt in **Verbrennungsöfen** aus Stahl, die einen Durchmesser von etwa 3 m haben (Abb. 34 und 35). Das Reaktionsgemisch tritt oben in den sich verjüngenden Teil des zylinderförmigen Ofens ein. Im oberen Teil des Ofens streicht das Gasmisch durch sehr feinmaschige Platinnetze, an denen sich das Ammoniak mit dem Sauerstoff der Luft zu Stickstoffmonoxyd umsetzt. Die Berührungzeit am Kontakt ist sehr kurz, sie beträgt nur etwa $\frac{1}{1000}$ Sekunde.

Die bei der exothermen Umsetzung entstehenden stickstoffmonoxydhaltigen Gase haben eine Temperatur von etwa 800°C. Ein großer Teil der frei gewordenen Wärme dient der Dampferzeugung in den Rohrschlangen, die unten in den Verbrennungsöfen eingebaut sind. Mit der Restwärme wird neu eintretendes Gasmisch in Wärmeaustauschern vorgewärmt. Dadurch wird die auftretende Energie möglichst weitgehend ausgenutzt.

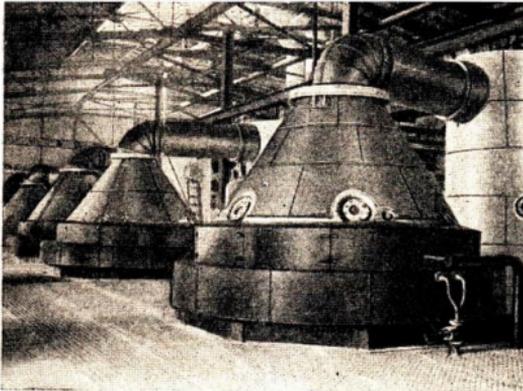


Abb. 34 Ammoniak-Verbrennungsöfen
im VEB Farbenfabrik Wolfen

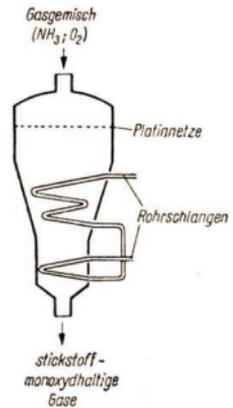


Abb. 35 Schematische
Darstellung eines Ammoniak-Verbrennungsöfens

Zur Oxydation des Stickstoffmonoxyds und dessen Umsetzung zu Salpetersäure wird das Gas mit Luft gemischt und von unten in ein System von **Rieseltürmen** eingeleitet. Das sind große Stahl- oder Steinzeugtürme mit einem Rauminhalt von jeweils 800 m^3 . Von oben rieselt dem Gas Wasser entgegen. Füllkörper in den Rieseltürmen sorgen für eine große Berührungsfläche zwischen Gas und Wasser. Die entstehende Säure ist 50% ig. Für verschiedene Zwecke wird sie durch Destillation und Wasserentzug mittels konzentrierter Schwefelsäure weiter konzentriert. Hochkonzentrierte Salpetersäure ist 98% ig.

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

3. Verwendung. Die Salpetersäure wird sehr vielseitig verwendet. Sie hat große Bedeutung für die Herstellung von stickstoffhaltigen Düngemitteln. Der größte Teil der nach dem **OSTWALD-Verfahren** erzeugten Salpetersäure mittlerer Konzentration wird direkt auf Düngemittel weiterverarbeitet. Konzentrierte Salpetersäure wird in der chemischen Industrie, meist im Gemisch mit Schwefelsäure, bei der Herstellung vieler Produkte verwendet. So ist sie zum Beispiel in der Farbstoffindustrie, bei der Herstellung vieler Plaste und in der Sprengstoffherzeugung ein wichtiger Ausgangsstoff.

Da sich die Salpetersäure mit Silber zu Silbernitrat umsetzt, Gold jedoch nicht angreift, dient sie ferner zum Trennen von Silber und Gold. Salpetersäure wird daher auch **Scheidewasser** genannt. Abbildung 36 gibt einen Überblick über die Verwendung der Salpetersäure.

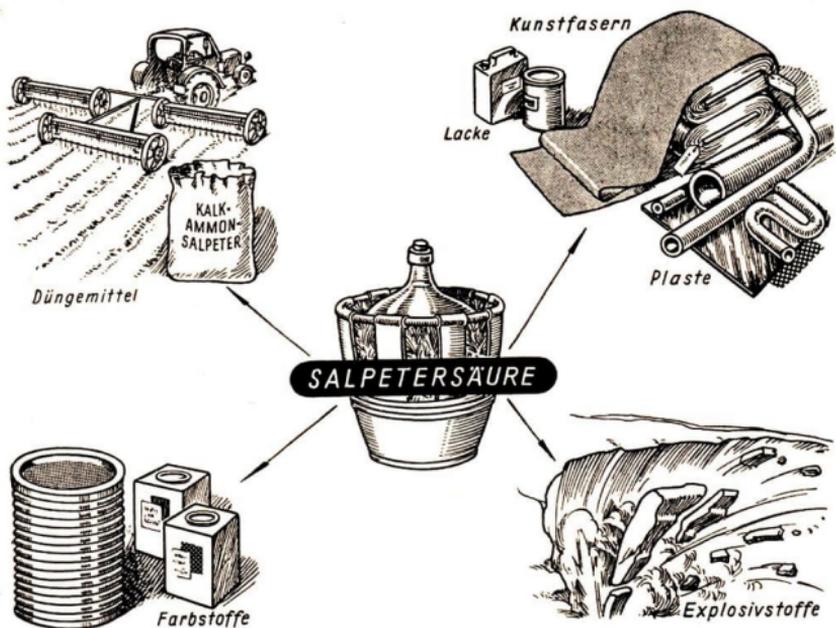


Abb. 36 Verwendung von Salpetersäure

Salze der Salpetersäure

Die Salze der Salpetersäure heißen **Nitrate**. Sie enthalten den an ein Metall oder die Ammoniumgruppe gebundenen einwertigen Säurerest $-NO_3$. Wir befassen uns nun mit den natürlichen Vorkommen der Nitrats, ihren Eigenschaften und ihrer Verwendung.

1. Vorkommen. Da die Nitrats leichtlöslich sind, kommen sie in der Natur nur in geringer Menge als Mineralien vor. In der regenlosen Atacama-Wüste in Nordchile wird der Natron- oder **Chilesalpeter** gewonnen. Er enthält vor allem Natriumnitrat $NaNO_3$. Kaliumnitrat KNO_3 kommt ebenfalls in der Natur in geringen Mengen als **Kalisalpeter** vor. Aus Kalkstein und Fäulnisprodukten organischer Stickstoffverbindungen bildet sich an Stallwänden häufig sogenannter **Mauersalpeter**. Er besteht vorwiegend aus Calciumnitrat $Ca(NO_3)_2$.

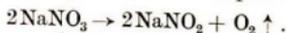
2. Eigenschaften und Verwendung. Wir untersuchen zunächst das Verhalten von Natriumnitrat und Kaliumnitrat beim Erhitzen:

Versuch 25: Eine Spatelspitze Natriumnitrat oder Kaliumnitrat wird im Reagenzglas erhitzt. Wir untersuchen das entweichende Gas mit Hilfe der Spanprobe.

Beobachten Sie das Verhalten des Salzes und den Span!

Die Salze schmelzen bei etwa 380° C. Aus der Schmelze steigen Gasbläschen auf. Der glimmende Holzspan flammt auf. Der in den Nitraten enthaltene Sauerstoff wird also leicht abgegeben. Erhitzte Nitrate sind demnach gute Oxydationsmittel. Im Reagenzglas beobachten wir einen salzartigen Rückstand. Der an Metall gebundene Säurerest dieser Salze muß sauerstoffärmer als der Nitratrest sein. Es entstehen Verbindungen mit der Zusammensetzung NaNO_2 und KNO_2 . Sie heißen **Natriumnitrit** und **Kaliumnitrit**. Die diesen Salzen zugrunde liegende Säure heißt **salpetrige Säure** und hat die Formel HNO_2 .

Die Gleichung für die Hitzespaltung zum Beispiel von Natriumnitrat lautet:



In Versuch 26 nutzen wir den bei dieser Reaktion frei werdenden Sauerstoff zur Oxydation von Kohlenstoff aus:

Versuch 26: *Wir erhitzen eine Spatelspitze Kaliumnitrat in einem Reagenzglas und lassen ein kleines Stück glimmende Holzkohle in die Schmelze fallen. Beobachten Sie die Holzkohle!*

Die Nitrate werden wegen ihres Gehaltes an Stickstoff in erheblichen Mengen als Düngemittel in der Landwirtschaft verwendet. Ammoniumnitrat ist ein wichtiger Bestandteil von Sprengstoffen. Im Laboratorium dient Silbernitrat als Nachweisreagenz für Salzsäure und Chloride.

Nitrate sind die Salze der Salpetersäure. Sie enthalten den einwertigen Säurerest NO_2 . Beim Erhitzen geben Natrium- und Kaliumnitrat Sauerstoff ab. Es bilden sich dabei Nitrite. Die Nitrate werden vor allem in der Landwirtschaft als Düngemittel verwendet.

Bedeutung des Stickstoffs für die Pflanze

Von den Nährstoffen, die die Pflanzen aus dem Boden aufnehmen, sind die stickstoffhaltigen besonders bedeutungsvoll. Stickstoff ist Bestandteil aller Eiweißstoffe. Die Pflanze nimmt den Stickstoff aus den Ammoniumverbindungen und Nitraten des Bodens auf. Sie wandelt die aufgenommenen stickstoffhaltigen Stoffe in organische Stickstoffverbindungen um und baut damit das Protoplasma ihrer Zellen auf. Der Mensch und die Tiere nehmen den Stickstoff nur mit pflanzlichen und tierischen Nahrungsmitteln auf. Der elementare Stickstoff der Luft kann von den Lebewesen nicht zum Aufbau körpereigener Stoffe verwendet werden. Nur wenige Mikroorganismen, wie die Knöllchenbakterien, vermögen den Stickstoff der Luft zu verwerten. So entstehen Stickstoffverbindungen, die von den Pflanzen aufgenommen werden können. Mit Kot, Harn und abgestorbenen Organismen gelangen ständig Stickstoffverbindungen in den Boden zurück. Diese Stoffe werden im Boden durch Mikroorganismen zersetzt, wobei sie wieder in Nitrate und Ammoniumverbindungen umgewandelt werden. Bei diesen Umwandlungen entweicht ein geringer Teil des Stickstoffs elementar oder als Ammoniak in die Luft. In Abbildung 37 sind die Umwandlungen der Stickstoffverbindungen in der Natur schematisch dargestellt.

Durch den Anbau von Nutzpflanzen werden dem Ackerboden ständig Stickstoffverbindungen und andere Pflanzennährstoffe entzogen. Bei Stickstoffmangel im

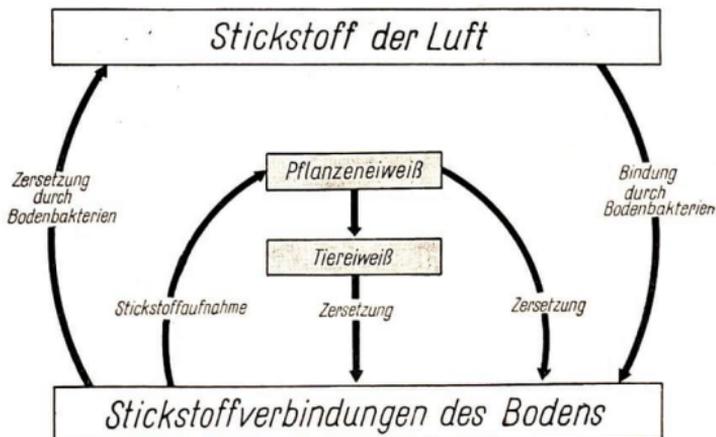


Abb. 37 Umwandlung der Stickstoffverbindungen in der Natur

Böden bleiben die Blätter der Pflanzen blaßgrün; die Frucht- und die Samenentwicklung werden gehemmt. Neben der Gründüngung und dem Einbringen von Stalldung wird der größte Teil des von den Pflanzen entzogenen Stickstoffs dem Boden durch Stickstoffdüngemittel zugeführt. Durch Stickstoffzufuhr werden in der Pflanze verstärkt Eiweißstoffe gebildet. Das ist an krautigen Wuchs, an der dunkelgrünen Blattfärbung und an der Größe der Pflanzen erkennbar.

Stickstoffdüngemittel

Stickstoffdüngemittel haben für die Steigerung der landwirtschaftlichen Produktion große Bedeutung. Unsere landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaften und volkseigenen Güter erzielen durch verbesserte Bodenbearbeitung und verstärkte Anwendung von Düngemitteln höhere Ernteerträge. Die Großflächen unserer sozialistischen Landwirtschaft ermöglichen einen weitgehenden Einsatz von modernen landwirtschaftlichen Maschinen. Die Dünge-

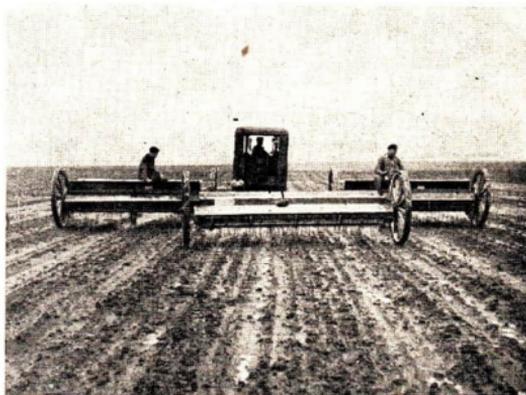


Abb. 38 Düngestreuer auf dem Feld einer landwirtschaftlichen Produktionsgenossenschaft

mittel werden meist mit Düngerstreuern, die von Traktoren gezogen werden, auf den Feldern ausgestreut (Abb. 38). Neuere Flugzeuge werden auch Spezialflugzeuge der Deutschen Lufthansa zum Düngerstreuen eingesetzt (Abb. 39). Durch den Einsatz von Flugzeugen wird mehr als das Fünffache der Tagesleistung moderner Bodengeräte erzielt.

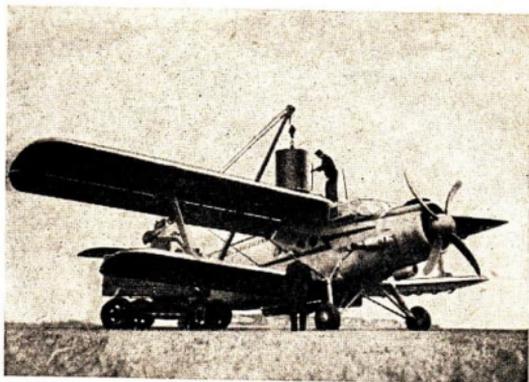
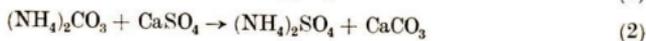


Abb. 39 Ein Spezialflugzeug der Deutschen Lufthansa wird mit Kalkammonsalpeter beladen.

Unserewichtigsten Stickstoffdüngemittel sind Ammonsulfat, Kalkammonsalpeter, Natronsalpeter und Kalkstickstoff.

Im folgenden werden wir die Herstellung, Eigenschaften und Anwendung dieser Düngemittel näher kennenlernen.

1. Ammoniumsulfat. Ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ist das am meisten verwendete Stickstoffdüngemittel. Ausgangsstoffe für die Produktion von Ammoniumsulfat sind in der Deutschen Demokratischen Republik Ammoniak und Anhydrit. Anhydrit wird mit Ammoniumcarbonat umgesetzt, das sich beim Einleiten von Kohlendioxyd in eine Ammoniaklösung bildet. Endprodukte der Reaktion sind Ammoniumsulfat und Calciumcarbonat:



Wir untersuchen die Vorgänge bei der Ammoniumsulfatherstellung in einem Versuch:

Versuch 27: In einem hohen, schlanken Meßzylinder werden 5 g Gipspulver in 75 ml Wasser aufgeschlämmt und mit 25 ml Ammoniakwasser 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. Der Rückstand wird im Becherglas mit konzentrierter Natronlauge übergossen. Das Becherglas decken wir mit einem Uhrglas ab, an dem wie bei Versuch 16 kreuzweise feuchtes rotes Lackmuspapier befestigt wurde. Den Rest des Filtrats versetzen wir mit Wasser, säuern mit einigen Tropfen verdünnter Salzsäure an und geben Bariumchloridlösung zu.

Was können Sie aus Ihren Beobachtungen schließen?

Eine Probe des Filterrückstandes wird im Reagenzglas mit Salzsäure übergossen.

Was beobachten Sie?

An der Erwärmung der Lösung erkennen wir, daß chemische Umsetzungen stattfinden. Die Bildung von Ammoniumcarbonat (1) ist eine Neutralisation. Seine Umsetzung mit Anhydrit zu Ammoniumsulfat und Calciumcarbonat (2) beruht auf dem Austausch der Säurereste. Die NH_4 -Gruppe des löslichen Ammoniumsulfats können wir durch Blaufärbung des roten Lackmuspapiers, den SO_4 -Säurerest durch Bildung eines schwerlöslichen weißen Niederschlages von Bariumsulfat nachweisen. Das unlösliche Calciumcarbonat schäumt beim Übergießen mit Salzsäure auf.

Bei der industriellen Herstellung von Ammoniumsulfat wird feingemahlener Anhydrit zu einem dünnen Brei angerührt und mit gasförmigem Ammoniak und Kohlendioxyd umgesetzt. Das Kohlendioxyd wird meist direkt aus der Druckwasserwäsche der Ammoniaksyntheseanlage zugeführt. Die gebildete

Ammoniumsulfatlösung und der Calciumcarbonatschlamm werden in Tauchsaugfiltern (Abb. 40 und 41) voneinander getrennt. Die als Filtrat anfallende Ammoniumsulfatlösung gelangt danach in große Vakuumverdampfer (Abb. 42), in denen die Lösung konzentriert wird, bis sich Kristalle abscheiden. Die Ammoniumsulfatkristalle werden in Zentrifugen abgeschleudert. Aus den Zentrifugen gelangt das Salz in große Lagersilos, aus denen es mit Baggern verladen wird (Abb. 43).

Ammoniumsulfat, im Handel als **Ammonsulfat** oder **schwefelsaures Ammoniak** bezeichnet, ist ein langsam und nachhaltig wirkender Stickstoffdünger, der vom Regen nur wenig ausgewaschen wird. Er kann daher lange vor der Aussaat gestreut und in die Ackerkrume eingearbeitet werden. Ammonsulfat ist ein **Krumendünger**. Die Pflanze nimmt zum großen Teil den Ammoniumanteil unverändert auf. Ein geringer Teil wird jedoch von den Bodenbakterien in Nitrate umgewandelt. Mit Ammonsulfat werden vorwiegend Kartoffeln, Roggen und Hafer gedüngt.

Die Zufuhr von Ammonsulfat wirkt sich auf die Reaktion der Ackerböden aus. Meist wird die Bodenreaktion zunehmend sauer. Daher muß bei Ammonsulfatdüngung auch Kalkdünger gestreut werden. Beide Düngerarten dürfen jedoch niemals gleichzeitig oder gar gemischt gestreut werden, da Ammoniumverbindungen mit Kalkdüngemitteln reagieren. Wird zum Beispiel Ammonsulfat mit Löschkalk gemischt, so

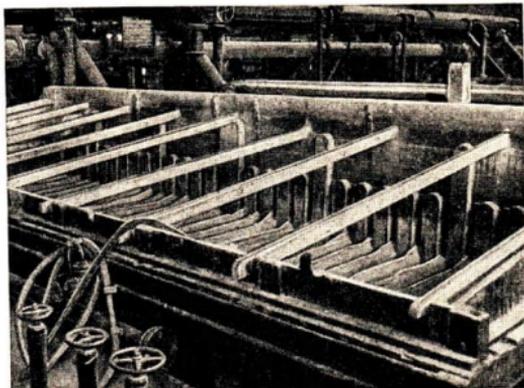


Abb. 40 Tauchsaugfilter im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

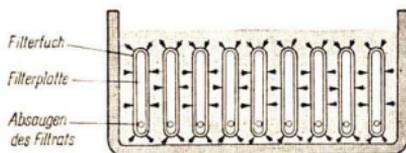


Abb. 41 Schematische Darstellung eines Tauchsaugfilters

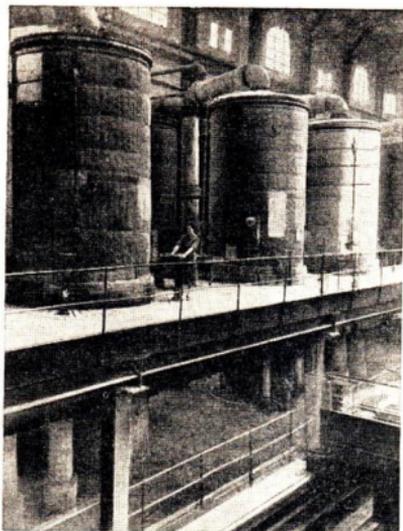


Abb. 42 Vakuumverdampfer im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

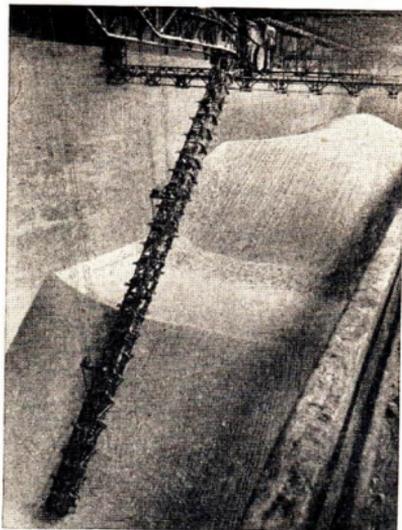
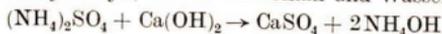


Abb. 43 Blick in den Ammonsulfatsilo des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

entsteht Ammoniumhydroxyd, das in Ammoniak und Wasser zerfällt:



Das gasförmige Ammoniak entweicht in die Luft, so daß der Stickstoff von der Pflanze nicht genutzt werden kann.

Ammonsulfat ist ein langsam und nachhaltig wirkender Stickstoffdünger. Er eignet sich besonders als Krumendünger. Ammonsulfat wird durch Umsetzung von aufgeschlämmtem Anhydrit mit Kohlendioxyd und Ammoniak hergestellt.

Als Nebenprodukt fällt bei der Ammonsulfatherstellung Calciumcarbonatschlamm an. Das Calciumcarbonat trennt man auf **Trommelfiltern** (Abb. 44) von der Flüssigkeit ab. Es wird getrocknet und kommt als **Leunakalk** zum Versand. Leunakalk wird zur Herstellung von Kalkammonsalpeter und als Kalkdünger verwendet.

2. Kalkammonsalpeter. Kalkammonsalpeter ist ein Gemisch aus etwa 60 % Ammoniumnitrat NH_4NO_3 , 35 % Calciumcarbonat und 5 % weiteren Bestandteilen. In ihm sind sowohl Ammoniak- als auch Nitratstickstoff zu gleichen Teilen vorhanden.

Zur Herstellung von Kalkammonsalpeter werden als Ausgangsstoffe Calciumcarbonat und Ammoniumnitrat benötigt. Ammoniumnitrat entsteht, wenn Salpetersäure durch Einleiten von gasförmigem Ammoniak neutralisiert wird:

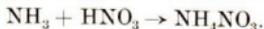
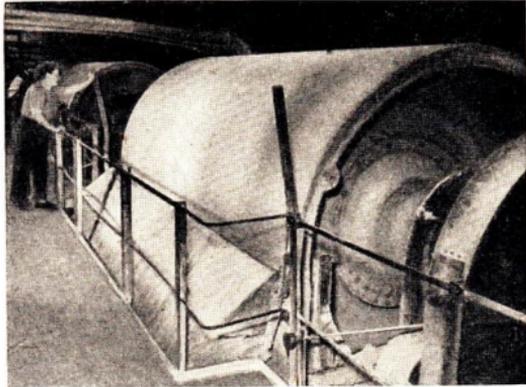


Abb. 44. Trommelfilter zum Abscheiden des Calciumcarbonats im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“



Versuch 28: *Ammoniak wird bis zur Neutralisation in Salpetersäure eingeleitet, die vorher mit Lackmuslösung versetzt wurde. Eine kleine Probe der neutralen Lösung wird im Reagenzglas vorsichtig eingedampft.*

Was stellen Sie fest?

Das entstandene weiße Salz ist Ammoniumnitrat.

Bei der industriellen Herstellung wird Calciumcarbonat in eine Ammoniumnitratschmelze eingerührt. Die heiße Schmelze versprüht man in einem Kaltluftstrom, so daß sie erstarrt. Das geschieht in gemauerten **Sprüh türmen** von 20 m Höhe und 20 m Durchmesser (Abb. 45). Das feinkörnige Produkt wird schließlich gekühlt und abgesiebt.

Kalkammonsalpeter ist ein sehr wirksamer Stickstoffdünger. Er wirkt durch seinen Nitratanteil sehr schnell, zum anderen aber durch seinen Ammoniumanteil nachhaltig. Der außerdem enthaltene Kalk beeinflusst die Bodenreaktion günstig. Kalkammonsalpeter kann für alle Kulturpflanzen als **Krumendünger** kurz vor der Saat oder vor dem Pflanzen wie auch als **Kopfdünger** während des Wachstums der Kulturen angewandt werden.

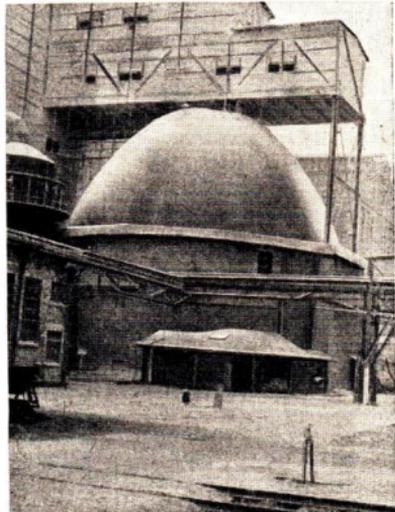
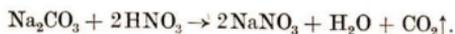


Abb. 45 Sprüh turm zur Kalkammonsalpeterherstellung im VEB Farbenfabrik Wolfen

Kalkammonsalpeter ist ein schnell, aber auch nachhaltig wirkender Stickstoffdünger. Er ist als Krumendünger und als Kopfdünger geeignet. Kalkammonsalpeter wird durch Einrühren von Calciumcarbonat in eine Ammoniumnitratmelze hergestellt.

3. Natronsalpeter. Ein weiterer wichtiger Stickstoffdünger ist das Natriumnitrat NaNO_3 , das unter der Bezeichnung Natronsalpeter in den Handel kommt. Industriell wird Natronsalpeter durch Umsetzung von Natriumcarbonat mit Salpetersäure hergestellt:



Er ist nur sehr wenig hygroskopisch und deshalb gut lagerfähig, so daß er bei sachgemäßer Aufbewahrung lange Zeit streubar bleibt.

Natronsalpeter ist in Wasser leicht löslich. Er wirkt sehr schnell, wird aber auch leicht aus dem Boden ausgewaschen. Deshalb wird er vorwiegend im Frühjahr als **Kopfdünger** auf jungen Pflanzenbeständen verwendet. Runkel- und Zuckerrüben sind besonders gute Salpeterverwerter. Natronsalpeter wirkt im Ackerboden schwach basisch und wirkt somit einer Bodenversauerung entgegen.

Natronsalpeter ist ein sehr schnell wirkender Stickstoffdünger. Er ist deshalb besonders als Kopfdünger geeignet. Natronsalpeter wird durch Umsetzung von Natriumcarbonat mit Salpetersäure hergestellt.

4. Kalkstickstoff. Kalkstickstoff enthält zu etwa 60 % Calciumcyanamid, eine Verbindung von Calcium, Kohlenstoff und Stickstoff. Sie hat die Formel CaCN_2 . Kalkstickstoff wird in der Industrie nach einem speziellen Verfahren durch Überleiten von Stickstoff über glühendes Calciumcarbid CaC_2 hergestellt.

Kalkstickstoff wird von den Pflanzen nicht aufgenommen. Im Boden zersetzt er sich jedoch langsam unter Einwirkung von Mikroorganismen, Wasser und verschiedenen Bodensubstanzen. Dabei wandelt er sich über mehrere Zwischenverbindungen in Ammoniumcarbonat um. Die Zwischenverbindungen sind zum Teil äußerst giftig für die Pflanzenwurzeln. Daher muß Kalkstickstoff mindestens zwei bis drei Wochen vor der Aussaat oder dem Anpflanzen gestreut und gut



Abb. 46 Wirkung von Kalkstickstoff auf Unkraut

in den Boden eingearbeitet werden. Er ist ein **Krumendünger**. Zu größeren Pflanzen kann er jedoch auch ohne Schaden als **Kopfdünger** gegeben werden.

Kalkstickstoff wirkt ferner stark ätzend. Daher ist beim Arbeiten mit diesem Dünger besondere Vorsicht geboten.

Wegen seiner Ätzwirkung und der Giftigkeit der bei seiner Zersetzung im Boden entstehenden Zwischenverbindungen hat Kalkstickstoff auch als **Unkrautbekämpfungsmittel** Bedeutung. Dabei sind allerdings einige Anwendungsregeln zu beachten, damit bei der Unkrautbekämpfung nicht auch die Nutzpflanzen geschädigt werden. Die Bekämpfung kann erst durchgeführt werden, wenn die Nutzpflanzen bereits genügend kräftig ausgebildet sind. Kalkstickstoff dient zum Beispiel zur Unkrautbekämpfung im Frühjahr oder bei Wintergetreide im Herbst (Abb. 46).

Kalkstickstoff ist ein sehr langsam und nachhaltig wirkender Stickstoffdünger und dient gleichzeitig als Unkrautbekämpfungsmittel. Er wird durch Überleiten von Stickstoff über glühendes Calciumcarbid hergestellt.

In Tabelle 9 sind die wichtigsten Stickstoffdüngemittel zusammengestellt.

Tabelle 9. Stickstoffdüngemittel

Name	Ammonsulfat	Kalkammonsalpeter	Natronsalpeter	Kalkstickstoff
Zusammensetzung	100 % Ammoniumsulfat	60 % Ammoniumnitrat, 35 % Calciumcarbonat, 5 % weitere Bestandteile	100 % Natriumnitrat	60 % Calciumcyanamid, 40 % weitere Bestandteile
Farbe	weiß bis getönt	weiß bis grauweiß	weiß	schwarz
Streuform	feinkörnig	körnig	feinkörnig	pulverig
Anwendung	Krumendünger	Krumendünger, Kopfdünger	Kopfdünger	Kopfdünger, ferner Unkrautbekämpfungsmittel
Wirkung	langsam und nachhaltig	schnell und nachhaltig	schnell	langsam und nachhaltig
Kulturen	für alle Kulturen, vor allem Kartoffeln, Roggen, Hafer	für alle Kulturen	besonders für Runkel- und Zuckerrüben	für alle Kulturen

Die Stickstoffindustrie 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. 47). Dieser Betrieb, der zu den bedeutendsten der Welt zählt, stellt außer Stickstofferzeugnissen noch etwa 150 andere chemische Produkte her.

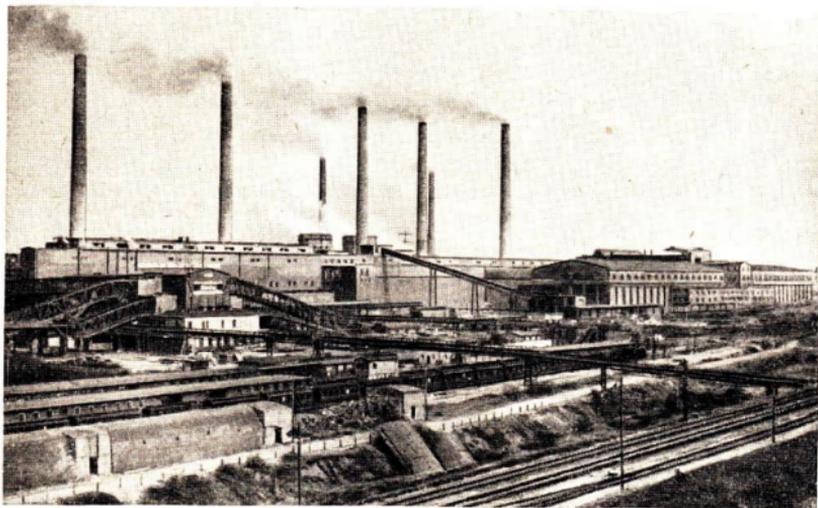


Abb. 47 Teilansicht des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“

Die ersten Teile der Ammoniak-Synthese-Anlage der Leuna-Werke wurden von 1916 bis 1917 erbaut, als der Bedarf an Stickstoffverbindungen für die Kriegsindustrie von den übrigen Werken nicht mehr gedeckt werden konnte. Die Materialschlachten des ersten Weltkrieges erforderten ungeheure Mengen an Munition und Sprengstoffen, zu deren Herstellung vor allem Stickstoffverbindungen benötigt wurden. Durch den Bau der Leuna-Werke konnte der imperialistische Krieg mit unverminderter Härte fortgesetzt werden. Die deutschen Monopolkapitalisten waren an dem beschleunigten Aufbau dieses Werkes äußerst interessiert. Sie verdienten an der Kriegsproduktion der Leuna-Werke ungeheure Summen, während Millionen von Menschen auf den Schlachtfeldern verbluteten. Die Leunaarbeiter führten einen entschiedenen Kampf gegen den verbrecherischen Krieg. Bereits Ende 1917 wurde in den Leuna-Werken der erste große Massenstreik organisiert. Nach der Novemberrevolution 1918 in Deutschland verstärkten die Feinde der Revolution ihre Bemühungen, die revolutionäre Bewegung zu unterdrücken. Die deutsche Arbeiterklasse antwortete mit Streiks und bewaffneten Aktionen. Im März 1921 versuchten die Monopolkapitalisten, die Arbeiterklasse in Mitteldeutschland zu provozieren. Im Auftrage der Konzernherren rückten starke Polizeikräfte in das mitteldeutsche Industriegebiet ein. Als Antwort auf diese unerhörte Provokation traten die Arbeiter des

Mansfelder Kupferschieferbergbaus in den Generalstreik, der sich sehr schnell über das ganze Gebiet ausdehnte und teilweise in bewaffnete Kämpfe überging. In den Leuna-Werken schlossen sich die Arbeiter wie in vielen anderen Orten zu bewaffneten Kampfabteilungen zusammen. Die Kesselschmiede des Werkes rüsteten in kürzester Zeit einen Panzerzug aus (Abb. 48). Die Kampfabteilungen besetzten ihren Betrieb und schlugen die Polizei zurück.

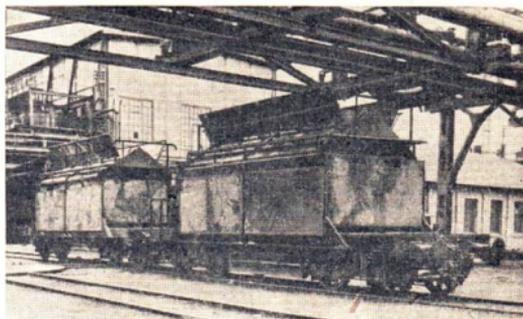


Abb. 48 Panzerzug der Leunaarbeiter bei den Märzkämpfen 1921

Die reaktionäre Regierung setzte darauf starke Polizei- und Militäreinheiten mit Artillerie gegen die Leunaarbeiter ein. Nach tagelangen Kämpfen wurden schließlich die heldenhaft kämpfenden Arbeiterabteilungen der Leuna-Werke niedergeschlagen. Die Abwehrkämpfe der Leunaarbeiter im Jahre 1921 zählen zu den ruhmreichsten Aktionen der deutschen Arbeiterbewegung.

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



Abb. 49 Die durch Luftangriffe zerstörte Kohlenmonoxyd-Konvertierung der Leuna-Werke



Abb. 50 Die Kohlenmonoxyd-Konvertierung des VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ nach dem Wiederaufbau

einem der wichtigsten Betriebe für die Vorbereitung und Führung des zweiten Weltkrieges. Bei Kriegsende war das Werk durch zahlreiche Luftangriffe zu 80% zerstört (Abb. 49). 1945 besetzten sowjetische Truppen das zerstörte Werk. Unter der Leitung sowjetischer Chemiker und Techniker wurden in kürzester Zeit die Werkanlagen wieder aufgebaut und in Betrieb gesetzt (Abb. 50). Die Leunaarbeiter gingen mit aller Kraft an die Erfüllung ihrer Produktionspläne. Von Jahr zu Jahr konnten größere Mengen von Ammoniak, Düngemitteln, Treibstoffen, Kunststoffen, Arzneimitteln und vielen anderen Erzeugnissen hergestellt werden. Am 1. Januar 1954 übergab die Regierung der UdSSR 33 Großbetriebe, darunter die Leuna-Werke, dem deutschen Volk.

Der heutige VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ ist der größte Chemiebetrieb der Deutschen Demokratischen Republik. Das in der Syntheseanlage des Werkes erzeugte Ammoniak wird vor allem für die Düngemittelerzeugung verwertet. Ein Teil der Ammoniakherzeugung wird im Werk selbst zu Ammonsulfat verarbeitet, der Rest an andere Stickstoffwerke der Republik zur Herstellung weiterer Stickstoffdünger abgegeben.

Im VEB Farbenfabrik Wolfen wird aus dem Leuna-Ammoniak Salpetersäure hergestellt, die man in diesem Betrieb vor allem zu Natronsalpeter und Kalkammonsalpeter weiterverarbeitet.

Kalkammonsalpeter wird außerdem im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld produziert.

Der VEB Stickstoffwerk Piesteritz stellt in beträchtlichen Mengen den Stickstoffdünger Kalkstickstoff her. In Abbildung 51 ist die Produktion der Stickstoffindustrie unserer Republik schematisch dargestellt.

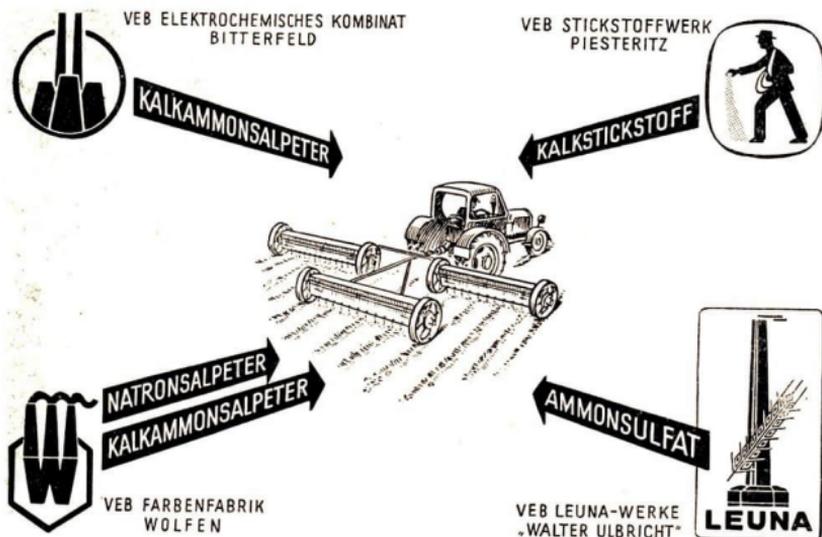


Abb. 51 Die Stickstoffdüngerproduktion in der Deutschen Demokratischen Republik

Die Stickstoffindustrie der Deutschen Demokratischen Republik erzielte in den vergangenen Jahren beachtliche Produktionsleistungen. Obwohl große Teile der Stickstoffwerke kriegszerstört waren, wurde bereits 1950 der Stand von 1936 überschritten (Abb. 52 und 53). Im Verlauf des 1. Fünfjahrplanes von 1951 bis 1955 konnte die Produktion von Ammoniak auf 139 %, die Produktion von Stickstoffdüngern auf 127 % gegenüber 1950 gesteigert werden. Der 2. Fünfjahrplan sieht eine weitere Erhöhung der Produktion vor. Zur Erfüllung dieser Aufgaben wird die Kapazität der Stickstoffwerke erheblich erweitert.

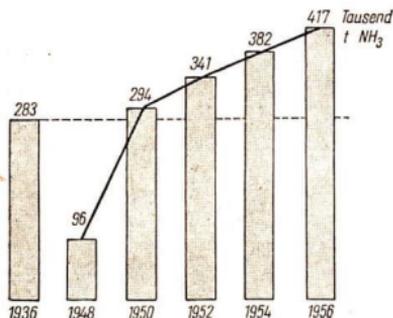


Abb. 52 Entwicklung der Ammoniakherzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

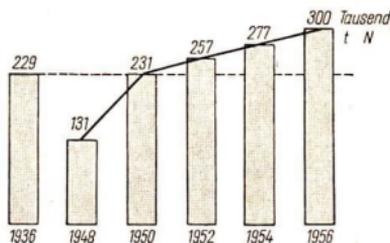


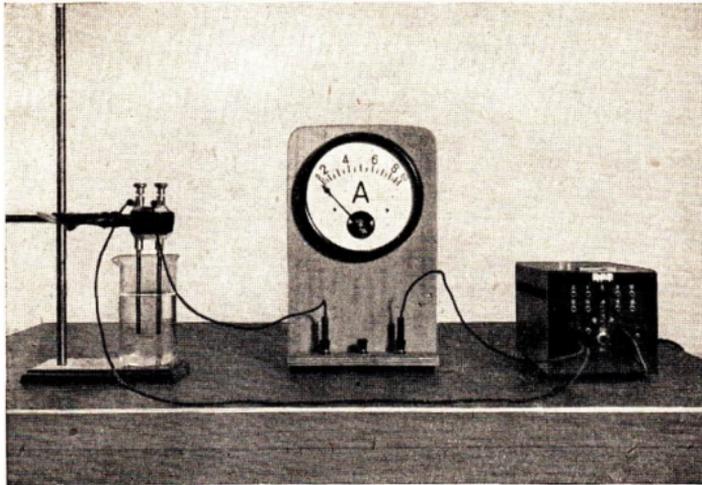
Abb. 53 Entwicklung der Stickstoffdüngemittelerzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

Die Stickstoffwerke unserer Republik versorgen die Landwirtschaft mit einem ausreichenden Sortiment von Stickstoffdüngern. Andererseits sind Stickstoffdüngemittel, insbesondere Ammonsulfat, sehr gefragte Exportartikel. Sie werden an über 20 Länder, vor allem an die sozialistischen Länder, geliefert.

Wiederholungsfragen und Aufgaben

1. Vergleichen Sie einige Eigenschaften von Stickstoff, Sauerstoff, Kohlendioxyd und Wasserstoff miteinander!
2. Berechnen Sie den Stickstoffgehalt des Klassenzimmers! Rechnen Sie mit einem Anteil von rund 80 Vol.-% Stickstoff in der Luft!
3. Worauf beruht die basische Reaktion von Ammoniaklösung?
4. Erhitzen Sie tierische Stoffe, wie Horn, Federn und Schafwolle, im Reagenzglas und prüfen Sie mit feuchtem Lackmuspapier auf Ammoniak!
5. Weisen Sie Ammoniak in Stalldüngern nach!
6. Beschreiben Sie das Reinigen eines kupfernen LötKolbens mit einem Lötstein! Stellen Sie die Gleichungen der ablaufenden chemischen Vorgänge auf!
7. Wie weist man Ammoniumverbindungen nach? Worauf beruhen die Nachweise?
8. Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktion von Ammoniak mit Schwefelsäure und für die Reaktion von Ammoniumhydroxydlösung mit Kohlensäure auf!

9. Kennzeichnen Sie das chemische Gleichgewicht und seine Lage am Beispiel der Bildung und Zerlegung von Ammoniak!
10. Erläutern Sie, welchen Einfluß Temperatur- und Druckerhöhung auf die Bildung und Zerlegung von Ammoniak haben!
11. Erläutern Sie die einzelnen Teilprozesse bei der Herstellung von Ammoniak nach dem Haber-Bosch-Verfahren!
12. Beschreiben Sie die Herstellung von Salpetersäure im Laboratorium! Stellen Sie die wichtigsten Reaktionsgleichungen auf!
13. Aus 340 g Natriumnitrat wird im Laboratorium Salpetersäure hergestellt. Wieviel Gramm Schwefelsäure sind zur restlosen Umsetzung nötig? Wieviel Gramm Salpetersäure entstehen dabei?
14. Worauf beruht die oxydierende Wirkung der konzentrierten Salpetersäure? Welche Bedeutung hat sie für die Umsetzung der konzentrierten Säure mit edlen Metallen?
15. Vergleichen Sie Zusammensetzung und Eigenschaften von Stickstoffmonoxyd und Stickstoffdioxid!
16. Erläutern Sie die Grundlagen des Ostwald-Verfahrens zur Herstellung von Salpetersäure!
17. Nennen Sie die Ihnen bekannten Wege zur Herstellung von Sauerstoff im Laboratorium!
18. 1 l Sauerstoff soll durch Hitzespaltung von Kaliumnitrat im Laboratorium hergestellt werden. Wieviel Gramm Kaliumnitrat sind dazu nötig?
19. Geben Sie einen Überblick über die wichtigsten Stickstoffdüngemittel, ihre Eigenschaften und ihre Anwendung!
20. Geben Sie den Stickstoffgehalt von Ammonsulfat, Kalkammonsalpeter, Natronsalpeter und Kalkstickstoff in Prozenten an!
21. Nennen Sie die Hauptbetriebe der Stickstoffindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik und ihre wichtigsten Produkte!



Versuchsanordnung zur Untersuchung der Leitfähigkeit von Lösungen

Im 3. Kapitel werden wir einige elektrochemische Vorgänge untersuchen und wichtige Grundbegriffe kennenlernen. Die Kenntnis der Grundbegriffe der Elektrochemie wird uns befähigen, chemische Reaktionen genauer zu erklären und chemisch-technische Prozesse besser zu verstehen.

3. KAPITEL

Elektrochemische Vorgänge in Lösungen

Elektrolyte und Nichtelektrolyte

1. Elektrische Leitfähigkeit von Metallen. Zahlreiche feste Stoffe, besonders die Metalle, besitzen eine gute elektrische Leitfähigkeit. Die Stromleitung der festen Stoffe beruht auf der Bewegung von negativ elektrisch geladenen Massenteilchen, den Elektronen, die wir bereits als Bestandteile der Atome kennengelernt haben. In den Metallen sind frei bewegliche Elektronen vorhanden.

Wir können uns die Elektronen in einem Metallstab als ungeordnete Elektrizitätsteilchen vorstellen, die sich zwischen den Kupferatomen ungehindert bewegen (Abb. 54 a). Unter dem Einfluß einer Gleichspannungsquelle, zwischen deren Polen sich ein elektrisches Feld bildet, wandern die freien Elektronen zum positiven Pol, an dem Elektronenmangel herrscht (Abb. 54 b). Schaltet man einen Kupferstab in einen Stromkreis, so werden die Elektronen von dem positiven Pol der Gleichspannungsquelle aufgenommen, während gleichzeitig von dem negativen Pol der Gleichspannungsquelle die gleiche Anzahl Elektronen an den Stromleiter abgegeben wird.

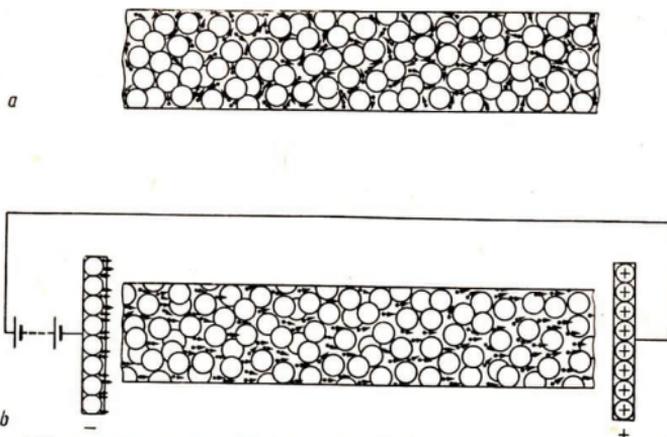


Abb. 54 a) Schematische Darstellung der Elektronen in einem Kupferstab
 b) Schematische Darstellung der Elektronen in einem Kupferstab unter dem Einfluß einer Gleichspannungsquelle

Die Stromleitung in Metallen besteht aus einer gleichzeitigen Aufnahme und Abgabe von Elektronen.

2. Elektrische Leitfähigkeit von Lösungen. Wir untersuchen nun die elektrische Leitfähigkeit einiger wichtiger Verbindungen und deren Lösungen in Wasser. Zunächst prüfen wir, ob das Lösungsmittel Wasser den Strom leitet.

Versuch 29: *Etwa 50 ml destilliertes Wasser werden in ein Becherglas gegossen und in der Versuchsanordnung nach Abb. 55 auf elektrische Leitfähigkeit untersucht.*

Beobachten Sie das Amperemeter und das Wasser!

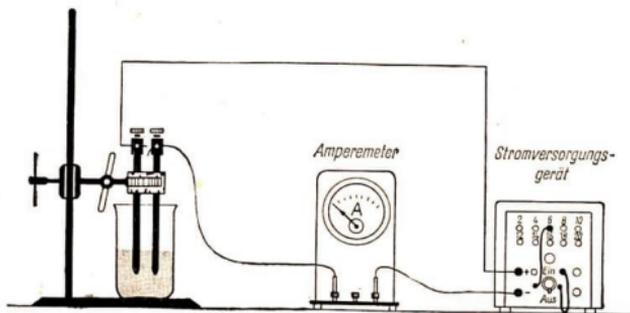


Abb. 55 Untersuchung der Leitfähigkeit von Lösungen

Unter den angegebenen Versuchsbedingungen ist eine Stromleitung in destilliertem Wasser nicht zu erkennen. Genauere Untersuchungen haben ergeben, daß destilliertes Wasser eine sehr geringe Leitfähigkeit besitzt, die nur mit äußerst empfindlichen Amperemetern nachgewiesen werden kann. Diese geringe Leitfähigkeit des Wassers hat jedoch keinen Einfluß auf die Untersuchungen, die wir durchführen wollen. Wir können sie deshalb vorläufig vernachlässigen und destilliertes Wasser als Nichtleiter ansehen.

Wir wollen nun feststellen, ob einige Salze und ihre Lösungen in Wasser den elektrischen Strom leiten.

Versuch 30: Auf verschiedene Uhrgläser wird jeweils etwas von dem zu untersuchenden, vollständig trockenen Salz (Kupfer(II)-chlorid, Kupfer(II)-sulfat, Natriumchlorid) gegeben. Dann senken wir die beiden Elektroden der Versuchsapparatur so in die Substanz, wie in Abb. 56 dargestellt.

Beobachten Sie das Amperemeter!

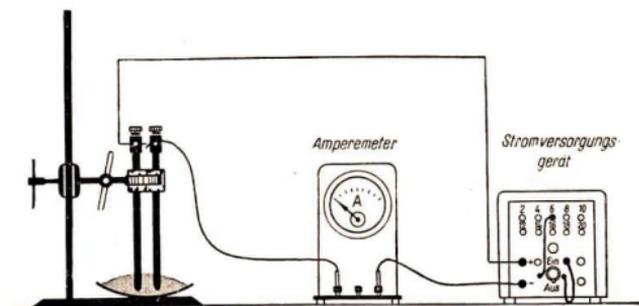


Abb. 56 Untersuchung der Leitfähigkeit fester Stoffe

Versuch 31: Wir lösen etwa 1 Spatelspitze der in Versuch 30 untersuchten Salze in je 50 ml destilliertem Wasser auf und prüfen die Leitfähigkeit der Lösungen, wie in Versuch 29 beschrieben.

Beobachten Sie das Amperemeter und die Lösung!

Die Versuchsergebnisse zeigen, daß trockene Salze den elektrischen Strom nicht leiten, dagegen ihre wäßrigen Lösungen. Beim Stromfluß durch Salzlösungen können wir außerdem an den Elektroden eine Gasentwicklung feststellen. Bei den Kupfersalzlösungen hat sich an der Kathode¹⁾ rotes Kupfer abgeschieden. Daraus kann man schließen, daß sich beim Stromdurchgang durch wäßrige Salzlösungen chemische Vorgänge abspielen.

Wir prüfen in der gleichen Weise verdünnte Lösungen von Hydroxyden und Säuren.

Versuch 32: In der gleichen Weise wie bei Versuch 29 untersuchen wir die Leitfähigkeit von verdünnten Hydroxydlösungen (Natriumhydroxyd, Kaliumhydroxyd) und verdünnten Säuren (Salzsäure, Schwefelsäure).

Beobachten Sie das Amperemeter und die Lösung!

¹⁾ Die negative Elektrode bezeichnet man als Kathode, die positive Elektrode als Anode.

Auch verdünnte Hydroxydlösungen und verdünnte Säuren leiten den elektrischen Strom. Dabei vollziehen sich ebenfalls chemische Vorgänge, wie wir aus der Gasentwicklung an den Elektroden schließen können.

Wir untersuchen nun noch einige weitere Verbindungen und ihre wäßrigen Lösungen.

Versuch 33: Auf je ein Uhrglas wird etwas Zucker, Traubenzucker beziehungsweise Harnstoff gehäuft. Dann werden die Substanzen wie bei Versuch 30 auf ihre Leitfähigkeit untersucht.

Beobachten Sie das Amperemeter!

Versuch 34: Etwa 1 Spatelspitze Zucker, Traubenzucker und Harnstoff werden in je 50 ml destilliertem Wasser gelöst und wie bei Versuch 29 untersucht.

Beobachten Sie das Amperemeter und die Lösung!

Zucker, Traubenzucker und Harnstoff sowie deren wäßrige Lösungen leiten den elektrischen Strom nicht. Ein chemischer Vorgang ist während der Versuche nicht zu beobachten.

Die Versuche 31, 32 und 34 zeigen uns, daß die wäßrigen Lösungen einiger fester Stoffe den elektrischen Strom leiten. Solche Stoffe heißen **Elektrolyte**. Beim Stromdurchgang durch Elektrolytlösungen werden an den Elektroden Stoffe abgeschieden. Man sagt, die Lösungen werden **elektrolysiert**. Stoffe, deren Lösungen den elektrischen Strom nicht leiten, nennt man **Nichtelektrolyte**.

Stoffe, die in wäßriger Lösung den elektrischen Strom leiten und dabei zersetzt werden, nennt man Elektrolyte. Hydroxyde, Säuren und Salze sind Elektrolyte.

Stoffe, deren Lösungen den Strom nicht leiten, heißen Nichtelektrolyte. Die chemische Zersetzung eines Elektrolyten durch den elektrischen Strom wird als Elektrolyse bezeichnet.

Ionen

1. Elektrolyse. Zur Erklärung der Leitfähigkeit der Elektrolytlösungen führen wir einige Elektrolysen durch und stellen fest, welche Stoffe sich an den Elektroden abscheiden.

Versuch 35: Ein U-Rohr mit seitlichen Ansatzrohren wird etwa zur Hälfte mit verdünnter Salzsäure gefüllt. Von den Ansatzrohren führen Gasableitungsrohre zu wassergefüllten Reagenzgläsern, die mit der Öffnung nach unten in pneumatischen Wannen stehen. In die beiden Schenkel tauchen wir nun zwei Graphitelektroden, die mit den Polen einer Gleichspannungsquelle verbunden sind (Abb. 57). Wenn die in der Apparatur vorhandene Luft verdrängt ist, fangen wir die bei der Elektrolyse entstehenden Gase in den Reagenzgläsern auf.

Weisen Sie die entstandenen Gase nach!

Versuch 36: Wir verwenden die Versuchsanordnung nach Abb. 57, jedoch nur mit einem Gasableitungsrohr, und elektrolysieren Kupfer(II)-chloridlösung. Stellen Sie fest, welche Gase bei der Elektrolyse entstehen beziehungsweise welche Stoffe sich an den Elektroden abscheiden!

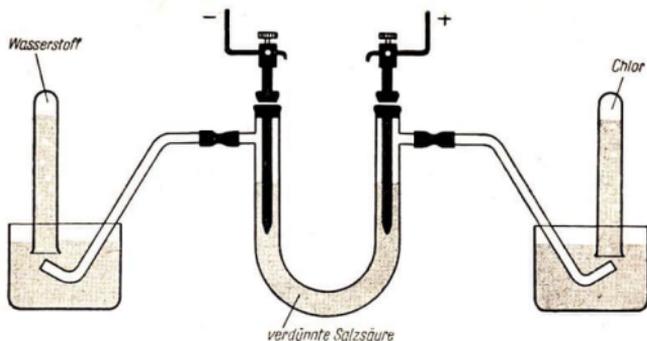
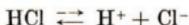


Abb. 57 Elektrolyse von verdünnter Salzsäure

Bei der Elektrolyse von Salzsäure werden an der Anode Chlor und an der Kathode Wasserstoff abgeschieden. Bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung wird an der Anode ebenfalls Chlor entwickelt, während wir metallisches Kupfer als dünnen Überzug auf der Kathode vorfinden.

2. Elektrolytische Dissoziation. Die elektrische Leitfähigkeit der untersuchten Verbindungen deutet darauf hin, daß in den Lösungen elektrisch geladene Teilchen vorhanden sind, die den Stromfluß während der Elektrolyse ermöglichen. Aus dem Ergebnis von Versuch 35 können wir schließen, daß in der verdünnten Salzsäure elektrisch geladene Wasserstoffteilchen und elektrisch geladene Chlorteilchen auftreten. Während der Elektrolyse werden die Wasserstoffteilchen an der Kathode abgeschieden, sie müssen also elektrisch positiv geladen sein. Die Chlorteilchen werden dagegen an der Anode abgeschieden und müssen daher elektrisch negativ geladen sein. Die Chlorteilchen geben an der Anode Elektronen ab und gehen dadurch in ungeladene Chloratome über, die sich zu Chlormolekülen zusammenschließen und entweichen. Die positiv geladenen Wasserstoffteilchen werden an der Kathode abgeschieden. Sie nehmen von der Kathode Elektronen auf und gehen dadurch in ungeladene Wasserstoffatome über. Diese schließen sich zu Wasserstoffmolekülen zusammen und entweichen ebenfalls (Abb. 58). Es findet eine Abgabe und Aufnahme von Elektronen in der Lösung statt, das heißt, durch die Lösung fließt ein Strom.

Genaue Untersuchungen haben ergeben, daß die Chlorwasserstoffmoleküle in wäßriger Lösung bereits in positiv geladene Wasserstoffteilchen und negativ geladene Chlorteilchen gespalten sind:



Man sagt: Die Chlorwasserstoffmoleküle sind elektrolytisch **dissoziiert**¹⁾. Die Ladungen der bei der **Dissoziation** auftretenden Teilchen werden durch Zeichen (+ oder -) an den Symbolen angegeben.

Bei der Dissoziation des Kupfer(II)-chloridmoleküls in wäßriger Lösung entstehen 2 negativ geladene Chlorteilchen und 1 positiv geladenes Kupferteilchen. Im Molekül

¹⁾ dissociare (lateinisch) = trennen.

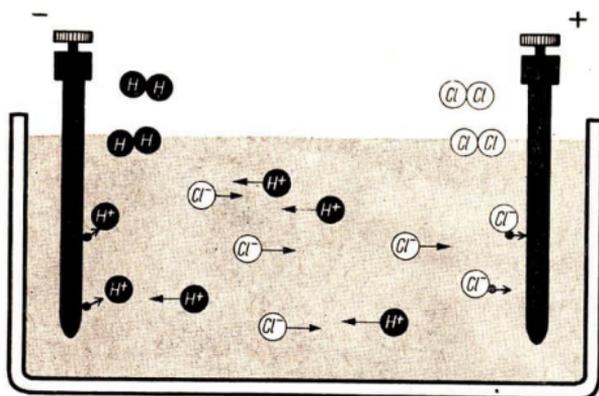


Abb. 58 Schematische Darstellung der Elektrolyse von verdünnter Salzsäure

gleichens die beiden negativen Ladungen der Chlorteilchen mit der Ladung des Kupfers aus. Die Kupferteilchen müssen also zweifach positive Ladung besitzen:



Wir erkennen, daß die elektrische Ladung der Teilchen der Wertigkeit der Atome entspricht. Bei der Elektrolyse wandern die positiv geladenen Kupferteilchen des Kupfer(II)-chlorids zur Kathode, nehmen dort Elektronen auf und scheiden sich als ungeladene Kupferatome ab. Die negativ geladenen Chlorteilchen wandern zur Anode

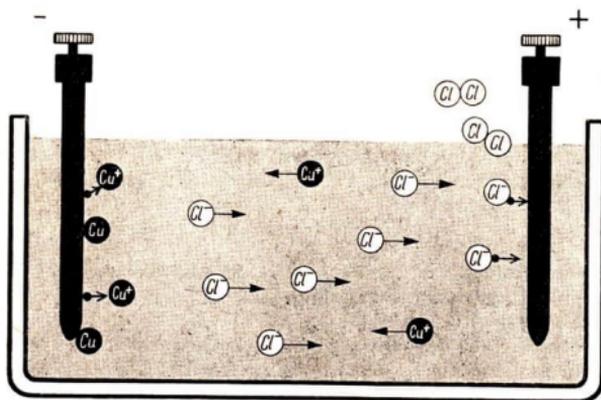


Abb. 59 Schematische Darstellung der Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung

und geben dort ihre Ladung ab. Es entstehen ungeladene Chloratome, die sich zu Chlormolekülen zusammenschließen und entweichen (Abb. 59).

Die elektrisch geladenen Teilchen eines Elektrolyten werden **Ionen**¹⁾ genannt. In einer Kupfer(II)-chloridlösung befinden sich also „Kupferionen“, die positiv elektrisch geladen sind, und „Chlorionen“, die negativ elektrisch geladen sind. Diese Ionen wandern unter dem Einfluß des elektrischen Feldes zu den entsprechenden Elektroden, wo sie Elektronen aufnehmen beziehungsweise abgeben. Das gleiche trifft für alle übrigen Elektrolyte zu.

Die positiven Ionen, die während der Elektrolyse zur Kathode wandern, nennt man **Kationen**, die negativen Ionen, die sich an der Anode entladen, werden **Anionen** genannt.

In ähnlicher Weise wie das Kupfer(II)-chloridmolekül sind auch die Moleküle anderer Elektrolyte dissoziiert. Die bei der Dissoziation auftretenden Ionen bestehen zum Teil aus Atomgruppen. So sind zum Beispiel die Moleküle des Kupfer(II)-sulfats in Kupferionen und Säurerestionen dissoziiert:



Wir fassen zusammen:

In wäßriger Lösung zerfallen die Moleküle der Elektrolyte in positiv und negativ geladene elektrische Atome oder Atomgruppen, die Ionen genannt werden.

Bei der Elektrolyse werden die positiven Ionen von der Kathode, die negativen von der Anode angezogen.

Die positiven Ionen werden als Kationen, die negativen als Anionen bezeichnet.

Die Ionen werden an den Elektroden entladen.

Die Bezeichnungen Elektrolyse, Elektroden, Kathode, Anode, Ionen, Kation und Anion wurden bereits zu Beginn des 19. Jahrhunderts von dem englischen Physiker MICHAEL FARADAY (Abb. 60) eingeführt, der sich in seinen wissenschaftlichen Untersuchungen eingehend mit den elektrochemischen Vorgängen bei der Elektrolyse beschäftigt hat. Eine befriedigende Erklärung der chemischen Vorgänge in Lösungen konnte FARADAY jedoch noch nicht geben. Sie wurde erst im Jahre 1884 durch den schwedischen Chemiker SVANTE ARRHENIUS (Abb. 61) gefunden.

SVANTE ARRHENIUS stellte die **Theorie der elektrolytischen Dissoziation** (die Ionentheorie) auf. Nach dieser Theorie zerfällt in wäßriger Lösung eine gewisse Anzahl von Molekülen des gelösten Elektrolyten in positiv und negativ elektrisch geladene Teilchen, die Ionen. Dabei erfolgt der Zerfall der Moleküle der Elektrolyten in ihre Ionen lediglich unter dem Einfluß des Lösungsmittels Wasser. Der Beweis für diese Theorie wurde später durch andere physikalische Untersuchungen von Elektrolyten erbracht. Mit Hilfe der Ionentheorie können wir viele chemische Vorgänge genauer erklären und finden die Begründung für das chemische Verhalten zahlreicher chemischer Verbindungen.

¹⁾ ion (griechisch) = wandernd.

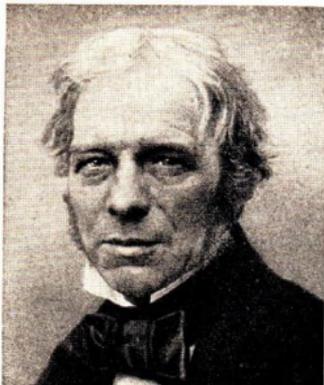


Abb. 60 MICHAEL FARADAY



Abb. 61 SVANTE ARRHENIUS

Wir können nun auch die Begriffsbestimmung für die Elektrolyten genauer festlegen:

Stoffe, die in wäßriger Lösung in Ionen zerfallen und dadurch den elektrischen Strom leiten können, heißen Elektrolyte.

3. Nachweis der Ionenwanderung. Die Bewegung der Ionen bei der Elektrolyse kann mit farbigen Ionen sichtbar gemacht werden.

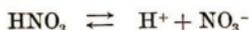
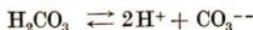
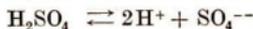
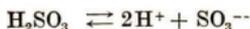
Versuch 37: Ein etwa 10 cm langer Filtrierpapierstreifen wird mit Kaliumnitratlösung getränkt und auf eine feuchte Glasplatte gelegt. Dann tränken wir einen zweiten Streifen mit einer Kaliumpermanganatlösung ($KMnO_4$) und legen ihn so auf den ersten Streifen, daß ein Kreuz entsteht. Die beiden Enden des ersten Streifens werden mit zwei Graphitstäben berührt, die mit den Polen einer Gleichspannungsquelle verbunden sind.

Was beobachten Sie?

Der Versuch 37 zeigt uns, daß die Ionen in den Lösungen beweglich sind und unter dem Einfluß einer elektrischen Spannung zu den Elektroden wandern.

Dissoziation von Hydroxyden, Säuren und Salzen

1. Säuren. Wie wir bereits festgestellt haben, sind die Hydroxyde, Säuren und Salze in wäßriger Lösung dissoziiert. Die Lösungen von Säuren in Wasser enthalten positive Wasserstoffionen und negative Säurerestionen:



Das gemeinsame Merkmal aller Säuren ist der Gehalt an Wasserstoffionen (H^+). Sie rufen die besonderen Eigenschaften der Säuren, wie zum Beispiel den sauren Geschmack und die spezifische Einwirkung auf Indikatoren hervor. Wir können daher den Begriff der Säure jetzt genauer festlegen:

Säuren sind Verbindungen, die in wäßriger Lösung in positive Wasserstoffionen und negative Säurerestionen dissoziieren.

Auch die Stärke der Säuren findet durch die Ionentheorie ihre Erklärung. Je stärker eine Säure dissoziiert ist, desto stärker treten ihre Säureeigenschaften hervor. Salzsäure und Schwefelsäure sind in wäßriger Lösung verhältnismäßig stark dissoziiert, sie sind also starke Säuren und zeigen ein besonderes Reaktionsvermögen. Kohlensäure und schweflige Säure sind dagegen nur wenig dissoziiert; sie sind schwache Säuren. In größerer Verdünnung sind die Säuren meist stärker dissoziiert. Daher zeigen verdünnte Salzsäure und verdünnte Schwefelsäure auch stärkere Säureeigenschaften als die konzentrierten Säuren.

2. Hydroxyde. Hydroxyde dissoziieren in wäßriger Lösung in positive Metallionen und negative Hydroxylionen:



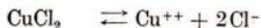
Das gemeinsame Merkmal aller Hydroxydlösungen ist der Gehalt an Hydroxylionen (OH^-). Sie rufen die typischen Eigenschaften der Hydroxyde hervor, wie zum Beispiel die ätzende Wirkung und die gleichartigen Reaktionen mit Indikatoren. Wir können daher festlegen:

X

Hydroxyde sind Verbindungen, die in wäßriger Lösung in positive Metallionen und negative Hydroxylionen dissoziieren.

Die Stärke der Hydroxyde ist ebenfalls von der Dissoziation abhängig. Kaliumhydroxyd und Natriumhydroxyd dissoziieren in Wasser sehr stark; sie sind starke Basen. Calciumhydroxyd und Magnesiumhydroxyd sind als schwache Basen nur wenig dissoziiert.

3. Salze. Die wäßrigen Lösungen der Salze enthalten positive Metallionen und negative Säurerestionen, zum Beispiel:



Wir können für die Salze daher festlegen:

Salze sind Verbindungen, die in wäßriger Lösung in positive Metallionen und negative Säurerestionen dissoziieren.

Entstehung und Eigenschaften der Ionen

Die Entstehung der Ionen können wir mit Hilfe unserer Kenntnisse über den Aufbau der Atome erklären. Bei der Bildung von Ionen ändert sich der elektrische Ladungszustand der Atome. Das Natriumatom erhält zum Beispiel durch die Abgabe eines Elektrons eine einfach positive Ladung. Es entsteht ein positives Natriumion. Das Chloratom wird durch die Aufnahme eines Elektrons einfach negativ geladen. Es entsteht ein negatives Chlorion. In entsprechender Weise geht auch die Bildung der anderen Ionen vor sich.

Allgemein können wir sagen: Die Atome der Metalle und des Wasserstoffs gehen durch Abgabe von Elektronen in positive Ionen über. Die Atome des Chlors und manche Atomgruppen, wie die Säurereste und die Hydroxylgruppen, lagern Elektronen an und bilden negative Ionen.

Ionen entstehen aus Atomen oder Atomgruppen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen.

Bei der Elektrolyse werden die Ladungen der Ionen durch Elektronenabgabe oder Elektronenaufnahme ausgeglichen. Es entstehen wieder ungeladene Atome oder Atomgruppen.

Die Ionen besitzen andere Eigenschaften als die neutralen Atome oder Atomgruppen. So unterscheiden sich die Ionen zum Beispiel besonders in ihrer Löslichkeit von den entsprechenden Atomen. Die Ionen sind in Wasser leicht löslich. Die meisten Atome, zum Beispiel die Metallatome, sind dagegen in Wasser unlöslich.

Die unedlen Metalle Kalium, Natrium und Calcium reagieren bereits mit kaltem Wasser sehr heftig. Die Ionen dieser Metalle, die zum Beispiel in den Lösungen ihrer Salze enthalten sind, zeigen dagegen keine Reaktion mit Wasser.

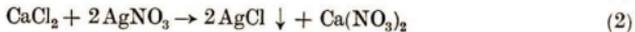
Säurereste und Hydroxylgruppen sind nur im Ionenzustand beständig.

Ionenreaktionen

1. Fällungen. Wir wenden nun unsere Kenntnisse über die Ionen auf chemische Reaktionen in wäßrigen Lösungen an.

Versuch 38: *In ein Reagenzglas geben wir etwa 5 ml verdünnte Salzsäure, in ein zweites etwa 5 ml Calciumchloridlösung. Dann versetzen wir beide Lösungen mit einigen Tropfen Silbernitratlösung.*

Diese Reaktion ist uns bereits als Nachweis des Säurerestes der Salzsäure bekannt. Aus Salzsäure und Chloridlösungen wird durch Zusatz von Silbernitratlösung das schwerlösliche Silberchlorid als weißer, käsiger Niederschlag ausgefällt:



Da die gelösten Elektrolyte fast völlig dissoziiert sind, können wir die Gleichungen jetzt auch in anderer Form schreiben:



Die Gleichungen (1a) und (2a) bezeichnen wir als **Iongleichungen**. Aus den Iongleichungen ersehen wir, daß sich die chemischen Reaktionen bei Versuch 38 nur zwischen den Silber- und Chlorionen abspielen, die zusammen schwerlösliches, undissoziiertes Silberchlorid bilden. Alle anderen Ionen sind an diesem chemischen Vorgang nicht beteiligt. Wir können daher beide Gleichungen auch durch die verkürzte Iongleichung wiedergeben:



Unsere frühere Aussage: Silbernitrat ist ein Reagenz auf den Säurerest – Cl können wir jetzt genauer formulieren:

Silberionen sind ein Reagenz auf Chlorionen.

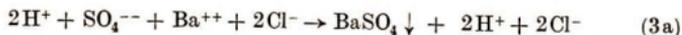
Eine entsprechende Feststellung können wir für den Nachweis des Sulfatrestes treffen.

Versuch 39: *Etwa 5 ml verdünnte Schwefelsäure und 5 ml Magnesiumsulfatlösung werden in Reagenzgläsern mit einigen Tropfen Bariumchloridlösung versetzt.*

Aus Schwefelsäure und Sulfatlösungen wird durch Zusatz von Bariumchloridlösung das schwerlösliche Bariumsulfat als weißer Niederschlag ausgefällt:



Die Gleichungen (3) und (4) können wir ebenfalls als Ionengleichungen schreiben:



Die Ionengleichungen zeigen uns, daß die chemischen Reaktionen bei Versuch 39 nur Reaktionen zwischen Bariumionen und Sulfationen sind, bei denen schwerlösliches, undissoziiertes Bariumsulfat entsteht. Wir können die Gleichungen (3a) und (4a) durch eine verkürzte Ionengleichung wiedergeben:



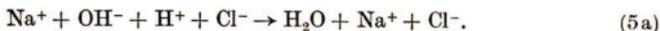
Wir können daher formulieren:

Bariumionen sind ein Reagenz auf Sulfationen.

2. Neutralisation. Auch die Neutralisationsreaktionen verlaufen in wäßrigen Lösungen. Betrachten wir zum Beispiel die Neutralisation von Natriumhydroxyd mit Salzsäure. Bei diesem Vorgang reagieren Hydroxyd und Säure, wobei ein Salz und Wasser entstehen:



Natriumhydroxyd und Salzsäure sind in wäßriger Lösung dissoziiert. Wir können daher die Gleichung (5) auch als Ionengleichung schreiben:



Bei der Neutralisation reagieren also lediglich die Wasserstoffionen und die Hydroxylionen unter Bildung von undissoziiertem Wasser. Die Metallionen und die Säurerestionen sind an der Reaktion nicht beteiligt:



Die Neutralisation ist die Vereinigung von Wasserstoffionen und Hydroxylionen zu undissoziiertem Wasser.

Wie diese Beispiele zeigen, können die chemischen Vorgänge, die sich in den wäßrigen Lösungen der Elektrolyte abspielen, durch die Ionenschreibweise der Gleichungen genauer wiedergegeben werden.

Die chemischen Reaktionen in den wäßrigen Lösungen der Elektrolyte sind Ionenreaktionen.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

- 1. Erläutern Sie die Elektrizitätsleitung in metallischen Leitern!*
- 2. Unterscheiden Sie Elektrolyte und Nichtelektrolyte!
Nennen Sie Beispiele!*
- 3. Was versteht man unter Elektrolyse?*
- 4. Erläutern Sie an Beispielen die Theorie der elektrolytischen Dissoziation!*
- 5. Erläutern Sie Entstehung und Eigenschaften der Ionen!*
- 6. Was versteht man vom Standpunkt der Ionentheorie unter Hydroxyden, Säuren und Salzen?*
- 7. Wie unterscheiden sich starke und schwache Basen?*
- 8. Nennen Sie starke und schwache Säuren und begründen Sie ihr chemisches Verhalten!*
- 9. Wie kann man die Ionenwanderung nachweisen?*
- 10. Stellen Sie Ionengleichungen für folgende Reaktionen auf:*
 - a) Nachweis der Chlorionen des Kupfer(II)-chlorids,*
 - b) Nachweis der Sulfationen des Kupfer(II)-sulfats,*
 - c) Neutralisation von Calciumhydroxydlösung mit verdünnter Salpetersäure,*
 - d) Neutralisation von Kaliumhydroxydlösung mit Schwefelsäure!*



Elektromonteur bei der Montage einer Stromversorgungsanlage. Das Metall Kupfer, mit dem wir uns im 4. Kapitel beschäftigen werden, ist ein wichtiges Gebrauchsmetall. Wegen seiner guten elektrischen Leitfähigkeit wird es sehr vielseitig in der Nachrichtentechnik, der Rundfunktechnik und der Fernsehtechnik verwendet. Außerdem hat es für die chemische Industrie und auch andere Industriezweige große Bedeutung. Die Kupferindustrie ist daher ein wichtiger Zweig unserer Volkswirtschaft.

4. KAPITEL

Kupfer

Kupfererze

1. Vorkommen. Kupfer kommt in der Natur vorwiegend in sulfidischen Erzen vor. Daneben findet man auch oxydische Kupfererze, vereinzelt auch gediegenes Kupfer. Die oxydischen Kupfererze sind ebenso wie das gediegene Kupfer Verwitterungsprodukte der sulfidischen Erze. Das am häufigsten vorkommende und wirtschaftlich bedeutendste Erz ist der **Kupferkies**. Kupferkies wird meist zusammen mit Pyrit, Zinkblende, Bleiglanz und anderen sulfidischen Erzen gefunden. Weitere sulfidische Kupfererze sind der **Buntkupferkies** und der **Kupferglanz**. **Kupferschiefer** ist ein schwarzer, schieferiger Mergel, der mit dünnen Schichten oder Flittern von Kupferkies durchsetzt ist. Die Zusammensetzung der wichtigsten Kupfererze ist aus Tabelle 10 zu ersehen.

Tabelle 10. Die wichtigsten Kupfererze

Erz	Zusammensetzung	Theoretischer Kupfergehalt
Kupferkies	CuFeS_2	34,5 %
Buntkupferkies	Cu_5FeS_4	63,3 %
Kupferglanz	Cu_2S	79,9 %

Kupfererze sind in der Natur weit verbreitet. Im Gegensatz zu ihrem theoretischen Kupfergehalt enthalten die geförderten Erze jedoch nur einen geringen Prozentsatz Kupfer. Der Kupfergehalt des Fördererzes überschreitet selten 2 bis 3 %. Erze mit einem Gehalt von 5 bis 10 % Kupfer gelten bereits als besonders reich.

Die bedeutendsten Vorkommen von Kupfererzen liegen in der Sowjetunion (Usbekistan, Kasachstan, Armenien, Ural und Mittelsibirien), den Vereinigten Staaten von Nordamerika, Afrika (Rhodesien, Belgisch-Kongo), Chile und Kanada. In der Deutschen Demokratischen Republik finden wir abbauwürdige Kupfererze, hauptsächlich Kupferschiefer, im Mansfelder Revier.

2. Aufbereitung. Die geförderten Kupfererze sind meist stark mit Gangart verwachsen. Sie müssen daher vor der Verhüttung besonders aufbereitet werden. Das Ziel der Aufbereitung ist eine Anreicherung der Kupferverbindungen im Erz, so daß die weitere Verarbeitung wirtschaftlich ist.

Je nach den Eigenschaften der Erze und dem Metallgehalt werden verschiedene Aufbereitungsverfahren angewandt, wie die **Schwerkraftaufbereitung**, die wir schon bei der Aufbereitung der Eisenerze kennengelernt haben.

Mit Hilfe der Schwerkraftaufbereitung lassen sich jedoch nur Erze anreichern, bei denen das zu trennende Gut nahezu gleiche Korngröße hat, wobei das Korn nicht unter 0,3 mm Durchmesser haben darf. Zur Verarbeitung armer Erze, in denen die Kupferverbindungen in feinsten Verteilung in der Gangart vorliegen, genügen diese Aufbereitungsverfahren nicht mehr. Hierzu wird heute vorwiegend die **Schwimm-aufbereitung (Flotation)** angewandt, deren Prinzip auf dem verschiedenen Grad der Benetzbarkeit von Erz und Gangart mit Wasser beruht.

Versuch 40: *Ein Gemisch von Kupferkies und Glasscherben wird in einer Reibschale zu einem feinen Pulver zerkleinert. Das entstandene Pulver füllt man in einen hohen, möglichst schmalen Standzylinder und gibt so viel Wasser hinzu, daß der Zylinder zur Hälfte gefüllt ist. Jetzt verschließen wir den Standzylinder mit einem Gummistopfen und schütteln das Ganze kräftig durch. Danach stellen wir den Zylinder zum Absetzen der Trübe ab (Abb. 62a).*

Beobachten Sie das Erzgemisch!

Versuch 41: *Wir geben zu dem Wasser der Aufschlammung von Versuch 40 einige Tropfen Flotationsöl (Kaliumxanthogenatlösung) und etwas Fewa, verschließen den Standzylinder und schütteln so lange, bis sich eine kräftige Schaumschicht gebildet hat (Abb. 62b).*

Beobachten Sie!

Während sich das Gemenge ohne den Zusatz von Flotationsöl ungetrennt am Boden des Standzylinders absetzt, hat sich das Erz nach Zugabe von Kalium-xanthogenat mit einer wasserabweisenden Schicht umhüllt, das von dem schaumbildenden Mittel (Fewa) an die Oberfläche des Wassers getragen wird und sich im Schaum sammelt. Das Glasmehl sinkt zum Boden des Standzylinders ab. Dieses Verfahren bezeichnet man als Flotation.

Die Flotation hat für die Anreicherung von Erzen große Bedeutung. Fast 90 Prozent aller geförderten Kupfererze der Welt werden heute durch Flotation angereichert, ehe sie in den Kupferhütten auf Kupfer weiterverarbeitet werden.

Bei der industriellen Erzaufbereitung wird das Roherz zunächst zu einem feinen Pulver zermahlen und in Flotationszellen (Abb. 63) mit Wasser aufgeschlämmt. Dem Wasser setzt man vorher eine geringe Menge Flotationsöl zu. Die Erze werden von diesem Öl benetzt und umgeben sich dadurch mit einer wasserabstoßenden Schicht. Gleichzeitig damit werden sie auch in der Schwebe gehalten, obwohl sie spezifisch schwerer als ihre Gangarten sind. Gibt man jetzt zu der Erztrübe, wie eine derartige Aufschlammung genannt wird, ein Schaummittel und bläst dann durch das Gemisch einen kräftigen und feinverteilten Luftstrom, so werden die Erzteilchen an die Oberfläche der Trübe getrieben und können mit dem Schaum abgezogen werden. Die Gangarten sinken zu Boden.

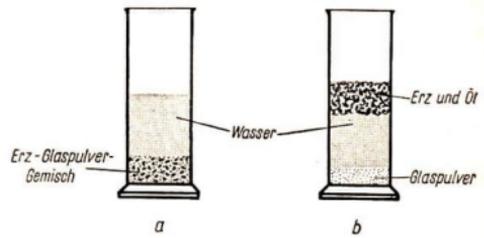


Abb. 62 Aufschlammung eines Erz-Glaspulver-Gemisches in Wasser
a) Absetzen des Gemisches
b) Trennung des Gemisches durch Zugabe von Flotationsöl

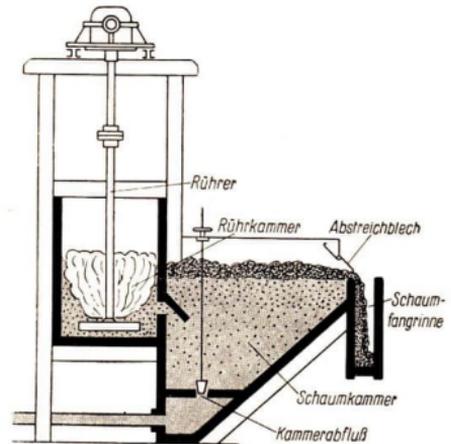


Abb. 63 Schematische Darstellung einer Flotationszelle

Rohkupfer

1. Herstellung von Rohkupfer. Die Herstellung von Kupfer aus den aufbereiteten Erzen ist ein langwieriger Prozeß. In mehreren Teilprozessen wird eine stufenweise Konzentration und die Reinigung des Metalls erzielt. Wir werden diese Stufen nun im einzelnen kennenlernen.

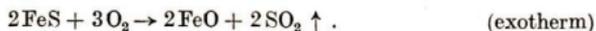
a) Chemische Grundlagen

Die aufbereiteten Erze werden zunächst geröstet. Dabei wird ein Teil des in den Sulfiden gebundenen Schwefels als Schwefeldioxyd entfernt. Eine vollständige Ab-
röstung will man dabei jedoch nicht erreichen.

Das vorgeröstete Erz wird unter Zusatz von Koks und Quarzgestein geschmolzen. Hierbei entstehen der sogenannte **Kupferstein**, der in der Hauptsache aus Kupfer(I)-sulfid und Eisen(II)-sulfid besteht, und eine **Eisensilicatschlacke**. Da die Schlacke eine geringere Wichte als der Kupferstein hat, kann sie durch gesondertes Abstechen leicht von diesem getrennt werden. Der Kupferstein enthält etwa 30 bis 40 % Kupfer.

Zur Beseitigung des Eisen(II)-sulfids wird nun der noch flüssige Kupferstein mit Luft verblasen. Der **Verblaseprozeß** vollzieht sich in zwei Stufen:

I. Konzentrationsperiode. Da Eisen ein größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff hat als Kupfer, wird zunächst das Eisen(II)-sulfid des Kupfersteins zu Eisen(II)-oxyd oxydiert:



Das Schwefeldioxyd entweicht mit den Abgasen. Durch Zusatz von Quarzgestein wird das Eisen(II)-oxyd verschlackt:



Die entstandene Eisensilicatschlacke wird abgegossen. Als Rückstand verbleibt der **Spurstein**, der im wesentlichen aus Kupfer(I)-sulfid mit einem Gehalt von 60 bis 70 % Cu besteht.

II. Gasblaseperiode. Durch erneute Luftzufuhr wird der Spurstein teilweise zu Kupfer(I)-oxyd oxydiert, dieses durch das verbliebene Kupfer(I)-sulfid zu Kupfer reduziert:



Die Reduktion des Kupfer(I)-oxyds durch Kupfer(I)-sulfid ist ein endothermer Vorgang. Die für diesen Vorgang erforderliche Wärme wird bei exothermen Reaktionen während der Konzentrationsperiode gewonnen. Als Endprodukt der Reaktion entsteht **Rohkupfer**.

Wir beobachten die bei der Gasblaseperiode ablaufende Reaktion in einem Versuch:

Versuch 42: *Wir stellen ein Gemisch von Kupfer(I)-oxyd und Kupfer(I)-sulfid im Verhältnis 2 : 1 her, füllen es in ein schwerschmelzbares Reagenzglas und decken das Pulver mit einem schlackenbildenden Gemisch von Bimssteinpulver und Kaliumcarbonat (im Verhältnis 2 : 1) ab. Das Gemisch wird bis zur Schmelze erhitzt.*

Prüfen Sie die entweichenden Gase mit feuchtem Lackmuspapier! Untersuchen Sie das Schmelzgut nach dem Erkalten!

b) Technische Durchführung

Das Rösten. Das durch Flotation angereicherte Konzentrat an sulfidischen Kupfererzen wird in **Röstöfen** vorgeröstet. Diese entsprechen in ihrem Aufbau und

ihrer Arbeitsweise den Etagenröstöfen, die wir bereits bei der technischen Herstellung der Schwefelsäure kennengelernt haben.

Kupfersteinschmelzen. Das Erschmelzen des Kupfersteines geschieht in den Kupferhütten unserer Republik in **Schachtöfen** (Abb. 64). Die Schachtöfen haben einen rechteckigen Querschnitt. Sie sind im Prinzip stählerne Kästen, die mit Wasser gekühlt werden. Die Innenseiten der Öfen bedecken sich beim Schmelzen des Einsatzgutes mit einer Schicht erhärteter Schlacke, die den Kühlmantel vor der Temperatureinwirkung schützt. Der obere Teil der Öfen, die Gicht, besteht meist aus einer

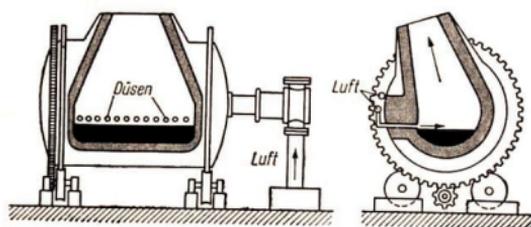


Abb. 65 Schematische Darstellung eines Trommelkonverters

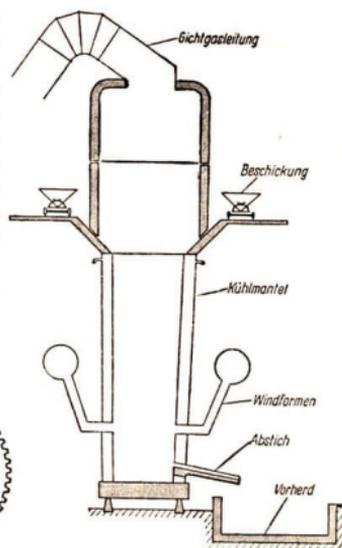


Abb. 64 Schematische Darstellung eines Schachtofens zum Kupfersteinschmelzen

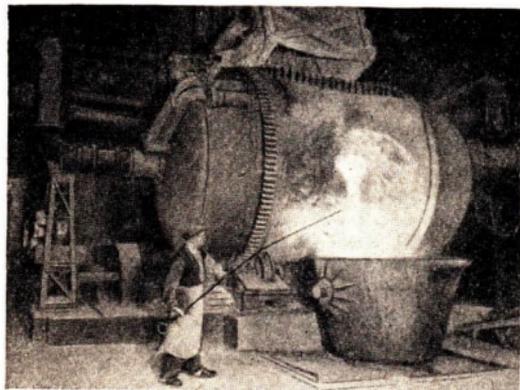


Abb. 66 Abstich eines Trommelkonverters im VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“

gemauerten oder eisernen Kammer mit einer Gichtgasableitung. Der Schachtofen wird durch seitliche Beschickungsöffnungen mit dem vorgerösteten Erz unter Zusatz von Koks und Quarzgestein beschickt. Durch Windformen im unteren Teil des Ofens wird die Luft zugeführt. Kupferstein und Schlacke fließen gemeinsam durch den Abstich aus dem Ofen. Sie gelangen in einen Vorherd, in dem sich der Stein am Boden absetzt und nach Bedarf abgestochen wird, während die Schlacke über eine Rinne kontinuierlich abfließt.

Verblasen. Der Kupferstein wird in Konvertern verblasen. Besonders bewährt haben sich **Trommelkonverter**. Der Trommelkonverter ist ein trommelförmiger Stahlblechbehälter, der innen mit feuerfestem Material ausgekleidet ist (Abb. 65). Die Luft wird durch Düsen im Trommelmantel eingeblasen. Die beim Verblasen während der Konzentrationsperiode frei werdende Wärme wird in der Ausmauerung des Konverters gespeichert, so daß auch für die endotherme Reaktion während der Gasblaseperiode genügend Wärme zur Verfügung steht. Das Verblasen dauert je nach Bauart des Konverters etwa 1 bis 3 Stunden. Nach Beendigung des Prozesses wird das Rohkupfer durch Drehung des Konverters abgestochen (Abb. 66).

2. Produkte der Rohkupfererzeugung. Das im Konverter erzeugte **Rohkupfer** hat einen Kupfergehalt von 97–99 %. Es enthält noch **Verunreinigungen**, die im wesentlichen aus Eisen, Nickel, Kobalt, Blei und Zink, Zinn, Antimon, Wismut und anderen Schwermetallen bestehen. Außerdem können noch Edelmetalle enthalten sein.

Beim Kupfersteinschmelzen fallen **größere Mengen Schlacke** an. Die flüssige Schlacke wird entweder zu **Schlackenpflastersteinen** vergossen (Abb. 67) oder zu **Schlackensand** und **Schlackenschotter** verarbeitet.

Die beim Verblasen anfallenden schwefeldioxydhaltigen Abgase werden gereinigt und zu Schwefelsäure weiterverarbeitet. Daher befinden sich in der Nähe von Kupferhütten meist auch Anlagen zur Herstellung von Schwefelsäure.

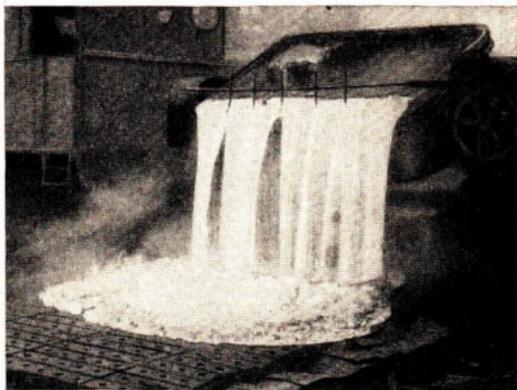


Abb. 67 Gießen von Schlackenpflastersteinen im VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“

Raffination des Rohkupfers

Die im Rohkupfer enthaltenen Verunreinigungen beeinflussen die Eigenschaften des Metalls ungünstig und müssen daher vor einer Verarbeitung des Kupfers entfernt werden. Andererseits stellen die enthaltenen Edelmetalle einen erheblichen Wert dar, so daß es sich schon aus diesem Grunde lohnt, sie aus dem Rohkupfer zu gewinnen. Je nach Art der Verunreinigung werden verschiedene Raffinationsverfahren angewandt.

1. Raffination durch Oxydationsschmelze. Sind im Rohkupfer keine Edelmetalle enthalten, so genügt eine erneute Schmelze des Metalls, mit der gleichzeitig eine Oxydation und Verschlackung der Verunreinigungen erreicht werden soll. Antimon, Wismut, Blei, Zink und Zinn werden durch Einblasen von Luft oxydiert. Die ent-

stehenden Oxyde entweichen mit den Abgasen. Verunreinigungen von Eisen und Nickel verschlacken nach Oxydation und Zugabe von Schlackenbildnern und können von der Oberfläche der Schmelze mechanisch entfernt werden. Das gegen Ende der Oxydationsschmelze teilweise erneut entstandene Kupfer(I)-oxyd wird durch Zugabe von Holzkohle reduziert. Man erhält auf diese Weise das **Raffinadkupfer**, das einen Reinheitsgrad von 99,0–99,6 % Cu besitzt und in dieser Güte bereits in der Industrie für bestimmte Zwecke verwendet werden kann.

2. Elektrolytische Raffination. In einigen Zweigen der Industrie, besonders in der Elektroindustrie und Wärmetechnik, wird Kupfer mit einem sehr hohen Reinheitsgrad benötigt. Es muß noch reiner sein als das durch Oxydationsschmelze hergestellte Raffinadkupfer. Ein derart reines Produkt kann nur auf elektrochemischem Wege erzeugt werden. Der größte Teil des durch Oxydationsschmelze hergestellten Raffinadkupfers wird daher durch elektrochemische Verfahren nachraffiniert. Außerdem ermöglichen diese Verfahren die Gewinnung der enthaltenen Edelmetalle.

a) Chemische Grundlagen

Wir lernen zunächst durch einige Versuche die chemischen Reaktionen bei der elektrolytischen Kupferraffination kennen.

Versuch 43: *Wir verwenden das Elektrolysegerät von Versuch 35, wobei wir als Anode einen Kupferstab verwenden. Wir füllen das Gerät so weit mit verdünnter Schwefelsäure, daß die Elektroden zur Hälfte in den Elektrolyten eintauchen. Die Graphitelektrode verbinden wir als Kathode, das Kupferblech als Anode mit den Polen einer Gleichspannungsquelle von 8 bis 10 Volt.*

Beobachten Sie die Reaktionen an den Elektroden!

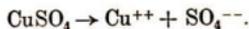
Achten Sie auf die Farbe des Elektrolyten!

Wir können beobachten, daß sich an den Elektroden zunächst Gasblasen entwickeln, die aus der Flüssigkeit entweichen. Untersuchungen dieser Gase zeigen, daß an der Kathode Wasserstoff und an der Anode Sauerstoff entwickelt wird. An der Anode bilden sich blaue Schlieren, die nach unten sinken und allmählich die ganze Lösung blau färben. Nach einiger Zeit scheidet sich an der Kathode Kupfer ab. Wir unterbrechen nun die Elektrolyse, bauen die Elektroden aus, spülen sie vorsichtig mit Wasser ab und betrachten ihr Aussehen. Man erkennt deutlich, daß die Kupferelektrode während der Elektrolyse angegriffen worden ist. An der Graphitelektrode hat sich dagegen Kupfer abgeschieden. Der Elektrolyt hat eine blaue Farbe erhalten.

Diese Erscheinungen sind das Ergebnis verhältnismäßig komplizierter Vorgänge, die hier nicht näher erläutert werden können. Im Endergebnis dieser Vorgänge wird nur das Wasser in die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt, während die Ionen der Schwefelsäure in Lösung bleiben. Durch die Sauerstoffentwicklung an der Kupferanode wird das Kupfer an der Oberfläche zu Kupfer(II)-oxyd oxydiert, das dann mit der Schwefelsäure reagiert und Kupfer(II)-sulfat bildet:



Das Kupfer(II)-sulfat dissoziiert in positive Kupferionen und negative Sulfationen:



Wir können also feststellen, daß als Ergebnis dieser Reaktionen positive Kupferionen in Lösung gehen. Damit unterliegen auch die Kupferionen dem Einfluß der elektrischen Spannung. Sie wandern zur Kathode, werden dort entladen und scheiden sich auf der Graphitelektrode ab. Im Verlauf der Elektrolyse werden somit von der Anode ständig Kupferionen in die Lösung gegeben, die zur Kathode wandern und dort entladen und abgeschieden werden.

Versuch 44: Wir wiederholen den Versuch 43, verwenden jedoch an Stelle der Kupferanode eine Elektrode aus Messing, einer Kupfer-Zink-Legierung. Wir benutzen eine Spannungsquelle von 2 Volt. Die Graphitelektrode verbinden wir mit dem negativen Pol und die Messingelektrode über ein Amperemeter (Meßbereich 0,5 bis 5 A) und einen Schiebewiderstand mit dem positiven Pol. Mit Hilfe des Schiebewiderstandes wird der Stromdurchgang so geregelt, daß an den Elektroden keine Gasentwicklung zu beobachten ist. Nach etwa 20 Minuten wird die Elektrolyse unterbrochen, die Elektroden werden ausgebaut und betrachtet.

Während des Stromflusses bildeten sich an den Elektroden zunächst Gasblasen. Nach Regulierung des Stromdurchganges hörte diese Gasentwicklung auf. An der Anode beobachteten wir grünblaue Schlieren, die zu Boden sanken und allmählich den Elektrolyten färbten.

Die Messingelektrode hat sich ähnlich wie die Kupferelektrode bei Versuch 43 zersetzt. An der Graphitelektrode hat sich jedoch lediglich Kupfer abgeschieden. Das im Messing enthaltene Zink ist ebenfalls in Lösung gegangen. Die entstandenen Zinkionen haben sich aber nicht an der Graphitelektrode entladen. Damit wurde eine Trennung der beiden Legierungsbestandteile Kupfer und Zink erreicht.

In ähnlicher Weise wie bei Versuch 44 wird in der Industrie Kupfer elektrolytisch raffiniert.

b) Technische Durchführung

Die elektrolytische Refinement des Kupfers wird in großen, mit Blei ausgekleideten Zellen durchgeführt (Abb. 68 und 69). Als Elektrolytbad verwendet man mit Schwefelsäure angesäuerte Kupfer(II)-sulfatlösung. In dieses Bad werden etwa 25 Kathoden

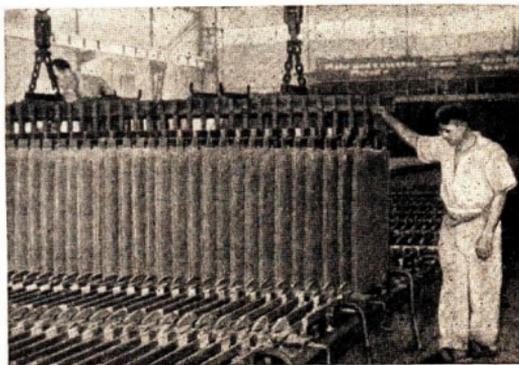


Abb. 68 Kupferelektrolysezelle im VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“

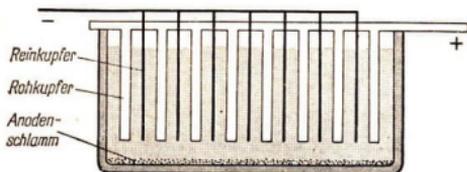


Abb. 69 Schematische Darstellung einer Kupferelektrolysezelle

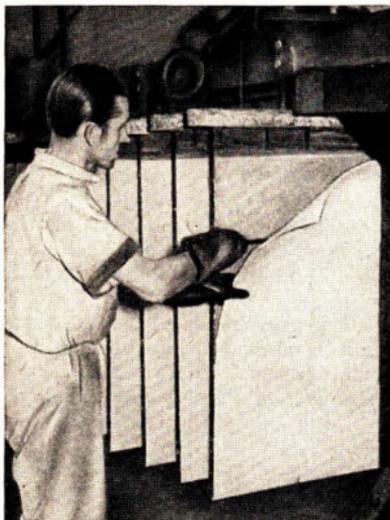


Abb. 70 Abtrennen der Elektrolytkupferhaut von den Kathoden

In der Abbildung 71 sind die wichtigsten Prozesse bei der Erzeugung von Reinkupfer im Zusammenhang dargestellt.

Eigenschaften und Verwendung des Kupfers

Kupfer hat eine rotglänzende Farbe. Es zeigt eine sehr gute Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität und wird in diesen Eigenschaften nur noch vom Silber übertroffen. Schon geringe Verunreinigungen im Metall setzen jedoch die Leitfähigkeit, besonders die elektrische, wesentlich herab. Kupfer ist ein verhältnismäßig weiches Metall. Seine Härte entspricht etwa der des Kalksteins. Die Wichte des Kupfers beträgt je nach Reinheitsgrad 8,5 bis 8,9 p/cm³. Kupfer ist sehr zäh und dehnbar. Es läßt sich leicht

aus dünnem Reinkupferblech und die gleiche Anzahl 2 bis 4 cm starke Rohkupfer- oder Raffinadkupferanoden gehängt. Alle Kathoden und alle Anoden sind parallel geschaltet. Man verwendet Badspannungen von 0,2 bis 0,4 V.o.t.

Bei Stromdurchgang durch eine solche Zelle geht das Rohkupfer der Anoden in Lösung. Reinkupfer scheidet sich an der Kathode ab und wird nach Beendigung der Reaktion abgetrennt (Abb. 70). Die Edelmetalle Gold, Silber und Platin bleiben bei diesem Vorgang ungelöst und sinken als Anodenschlamm auf den Boden des Bades. Die unedleren Metalle, wie Blei, Zink, Nickel und Eisen, gehen mit dem Kupfer in Lösung, scheiden sich jedoch nicht an der Kathode ab.

Im allgemeinen dauert die Elektrolyse einer Zelle etwa 3 Wochen, ehe die Anodenplatten erneuert werden müssen.

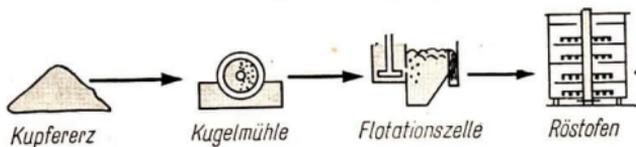
Das Elektrolytkupfer wird nochmals geschmolzen und in Barren gegossen, da die Kupferabscheidungen an der Kathode porös und dadurch brüchig sind.

Elektrolytkupfer hat einen Gehalt von 99,97 % Cu. Mit diesem Reinheitsgrad genügt es bei der industriellen Verwendung auch den höchsten Ansprüchen.

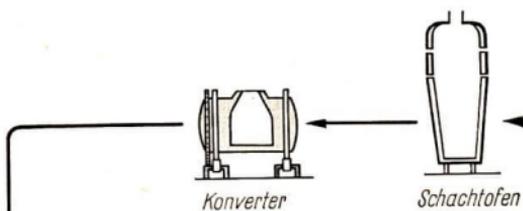
Als wichtiges Nebenprodukt fällt der Anodenschlamm an. Aus ihm werden die Edelmetalle Gold und Silber in beträchtlichen Mengen gewonnen. Er enthält außerdem noch eine Reihe anderer, zum Teil seltener Stoffe und wird damit zu einem wertvollen Ausgangsprodukt für weitere Produktionszweige.

Kupfererzeugung

Aufbereitung des Ausgangsstoffes



Chemische Umsetzung



Endbehandlung

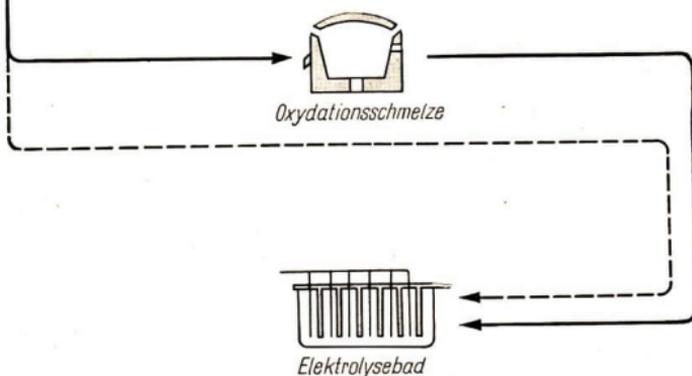


Abb. 71 Schematische Darstellung der Kupferherstellung

schmieden, walzen und zu Drähten ziehen (Abb. 72 und 73). Dagegen läßt es sich nicht gießen, da geschmolzenes Kupfer Luft aufnimmt und beim Erkalten wieder abgibt. Dadurch wird der Guß stets blasig. Geschmolzenes Kupfer ist außerdem sehr zähflüssig.

Kupfer verändert sich in trockener Luft nur wenig. In der feuchten atmosphärischen Luft überzieht es sich jedoch mit einer grünen Schicht von Patina. Patina entsteht durch gleichzeitige Einwirkung von Sauerstoff, Wasser und Kohlendioxyd, ist ein basisches Kupfercarbonat und wird manchmal fälschlicherweise als Grünspan bezeichnet. Grünspan ist jedoch ein Kupfersalz der Essigsäure.

Beim Erhitzen an der Luft verbindet sich das Metall mit Sauerstoff zu Oxyden. Mit verdünnten Säuren reagiert Kupfer nicht.

Wegen seiner physikalischen und chemischen Eigenschaften wird Kupfer sehr vielseitig verwendet. Auf Grund der guten elektrischen Leitfähigkeit ist es einer der wichtigsten Werkstoffe für die gesamte Elektroindustrie. Besonders wichtig ist es für die Nachrichtentechnik, die Rundfunktechnik und die Fernsehtechnik. Drähte, Kontakte und andere Teile aus Kupfer sind in diesen Industriezweigen unentbehrlich.

Die Wärmeleitfähigkeit des Kupfers wird ebenfalls in der Industrie ausgenutzt. Man stellt aus Kupfer Flammrohre für Heizkessel, Dampfleitungsröhren und Kühlschlangen her.

Auch in der chemischen Industrie wird Kupfer verwendet. Viele Apparaturen der Spiritus-, Bier-, Essigsäure- und der Zuckerindustrie werden aus diesem Metall gefertigt.

Von besonderer Bedeutung ist die Verwendung des Kupfers zur Herstellung von **Legierungen**. Eine Legierung entsteht, wenn man zu einem Grundmetall ein oder mehrere Metalle gibt. Durch Legierungen von Kupfer mit anderen Metallen in bestimmten Mengenverhältnissen können seine Eigenschaften je nach dem vorgesehenen Verwendungszweck günstig verändert werden. Kupferlegierungen sind daher sehr wertvolle metallische Werkstoffe. In Abbildung 74 sind die wichtigsten Anwendungsgebiete des Kupfers dargestellt.

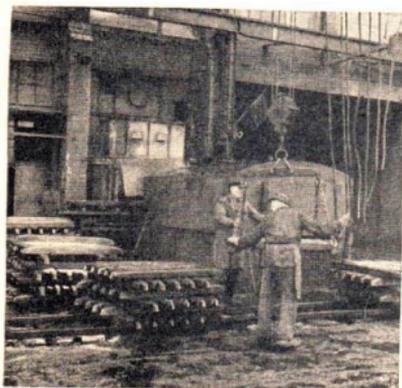


Abb. 72 Kupferbarren und Glühofen
im VEB Kabelwerk Oberspree, Berlin

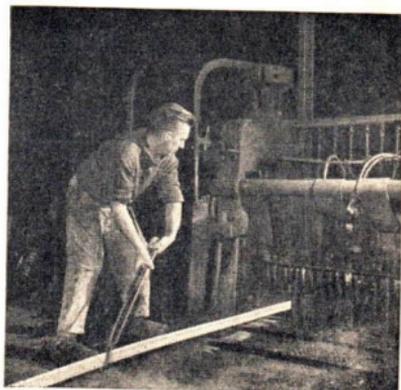


Abb. 73 Kupferwalze
im VEB Kabelwerk Oberspree, Berlin

Apparate für die chemische Industrie

Elektrotechnik

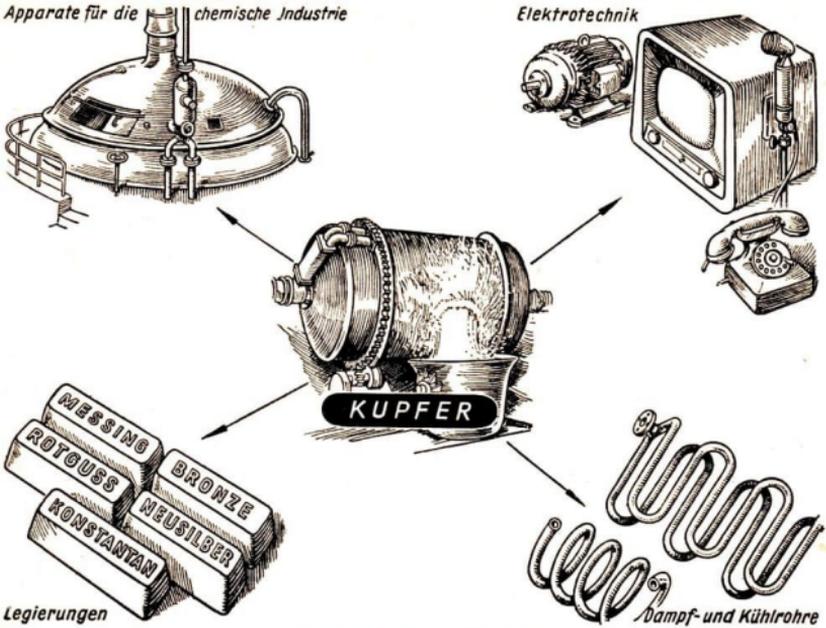


Abb. 74 Verwendung von Kupfer

Kupferlegierungen

Im Gegensatz zum reinen Kupfer sind Kupferlegierungen hart und zäh, zeigen Metallglanz und lassen sich sehr gut zum Formenguß verwenden, der sich auch leicht bearbeiten läßt. Weiterhin sind sie sehr widerstandsfähig gegen Luft und Feuchtigkeit. Die bekanntesten Kupferlegierungen sind in Tabelle 11 zusammengestellt.

Tabelle 11. Wichtige Kupferlegierungen

Name	Legierungsbestandteile			
	Cu	Zn	Sn	Ni
Messing	50–70 %	50–30 %	—	—
Bronze	70–95 %	—	30–5 %	—
Rotguß	86 %	4 %	10 %	—
Neusilber	60 %	18 %	—	22 %
Konstantan	60 %	—	—	40 %

Messing ist gießbar, läßt sich kalt und warm pressen, ziehen und schmieden und kann auch gewalzt werden. Es wird besonders zur Herstellung von feinmechanischen

und elektrischen Geräten, Armaturen, Schrauben und kunstgewerblichen Gegenständen benutzt.

Bronzen sind je nach der Zusammensetzung gieß- oder walzbar. Aus Bronzen werden stark beanspruchte Lagerschalen für schwere Wellen, Schneckenräder, verschleißfeste Teile für Meß- und Regelgeräte sowie Siebbleche für die chemische Industrie hergestellt.

Aus **Rotguß** werden vor allem Maschinenteile gegossen.

Neusilber dient zur Herstellung von Schmuckgegenständen, medizinischen Geräten und physikalischen Meßapparaten.

Konstantan hat im Gegensatz zu reinem Kupfer eine geringe elektrische Leitfähigkeit. Es ist wegen der weitgehenden Temperaturunabhängigkeit der elektrischen Leitfähigkeit besonders zur Herstellung von elektrischen Widerständen geeignet.

Die Kupfererzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

Kupfer ist das älteste Gebrauchsmetall. Bereits seit mehr als 2000 Jahren vor der Zeitrechnung wurde es im Mittelmeerraum, in Nordamerika und in Asien zur Herstellung von Waffen und Geräten benutzt. Später lernte man durch Legieren von Kupfer mit Zinn Bronze herzustellen, die wegen ihrer leichten Bearbeitungsmöglichkeit und ihrer größeren Härte sehr geschätzt war. Jahrtausendlang war Bronze neben Eisen der wichtigste Werkstoff des Menschen. Erst seit dem Mittelalter wurden Kupfer und Bronze mehr und mehr durch Eisen und Stahl verdrängt.

Auf dem Gebiet der Deutschen Demokratischen Republik wurde Kupfer schon vor Jahrtausenden verwendet. Gediegenes Kupfer und Kupfererze baute man in der Gegend um Mansfeld und Eisleben anfangs über Tage und später im Tiefbau ab. Die Mansfelder Bergwerke wurden um das Jahr 1200 erschlossen. Im Mittelalter versorgte das Mansfelder Gebiet ganz Europa mit Kupfer.



Abb. 75 Ernst-Thälmann-Schacht des VEB Mansfeld Hüttenkombinats „Wilhelm Pieck“

Die Gruben, Hüttenanlagen und Nebenbetriebe des Mansfelder Gebietes sind heute im VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“ zusammengeschlossen (Abb. 75). Die bis 1945 von den Zechenherren stark vernachlässigten technischen Ausrüstungen und Anlagen der Gruben wurden im Verlauf des ersten Fünfjahrplanes erneuert und erweitert. Durch viele mechanische Neuerungen und Anwendung fortschrittlicher Arbeitsmethoden konnte die Förderung des Kupferschiefers wesentlich gesteigert werden. Außer-

dem wurden umfangreiche Lagerstätten bei Sangerhausen neu erschlossen. Abbildung 76 gibt einen Überblick über die Entwicklung der Kupfererzförderung in unserer Republik.

Die Arbeit des Bergmanns im Mansfelder Gebiet ist sehr schwierig. Die abbauwürdigen Kupferschieferflöze weisen nur eine geringe Höhe auf, so daß der Bergmann hockend arbeiten muß (Abb. 77).

Auch die Kupferhütten des Kombirates konnten



Abb. 77 Abbau von Kupferschiefer im Mansfelder Gebiet



Abb. 78 Bewaffnete Arbeiterabteilung in einer mitteldeutschen Stadt bei den Märzämpfen 1921

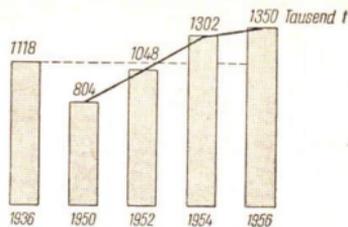


Abb. 76 Entwicklung der Kupfererzförderung in der Deutschen Demokratischen Republik

ihre Produktion erheblich erhöhen. Neben dem Mansfelder Kupferschiefer werden auch importierte Erze verarbeitet. Große Bedeutung hat für unsere Republik auch die Verarbeitung von Altmetallen. Kupfer, Kupferlegierungen, Blei, Zinn, Zink und andere werden als **Buntmetalle** in allen größeren Orten vom VEB Altstoffhandel aufgekauft. Durch die Sammlung von Buntmetallen können wertvolle Rohstoffe für unsere Industrie bereitgestellt werden.

Das Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“ ist einer der wichtigsten Großbetriebe der Deutschen Demokratischen Republik. Schächte, Abraumhalden und Hüttenanlagen geben dem Mansfelder Land ein besonderes Gepräge (Abb. 75). Die Mansfelder Bergleute können auf ruhmreiche revolutionäre Traditionen zurückblicken. Im Großen Deutschen Bauernkrieg kämpften Mansfelder Bergleute an der Seite der Bauern unter der Fahne Thomas Müntzers. Bei den Märzämpfen 1921 im mitteldeutschen Industrie-

gebiet widersetzen sich die Mansfelder Arbeiter durch Generalstreiks und bewaffnete Aktionen erfolgreich den reaktionären Polizei- und Reichswehrtruppen (Abb. 78). In der Zeit des Faschismus setzten antifaschistische Widerstandsgruppen illegal ihren Kampf fort, bis das Mansfelder Land 1945 endgültig befreit wurde. Heute schaffen die Arbeiter und Techniker des Mansfelder Hüttenkombinates mit am Aufbau des Sozialismus in unserer Republik.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

- 1. Nennen Sie die wichtigsten Kupfererze!*
- 2. Zeichnen Sie in eine Umrisskarte die bedeutendsten Kupfererzlager der Welt ein!*
- 3. Erläutern Sie wichtige Verfahren der Kupfererzaufbereitung!*
- 4. Erläutern Sie die einzelnen Teilprozesse bei der Erzeugung von Rohkupfer aus den Erzen!*
- 5. Was versteht man unter der Raffination des Rohkupfers?*
- 6. Erklären Sie die chemischen Vorgänge bei der elektrolytischen Kupferraffination und die technische Durchführung des Verfahrens!*
- 7. Nennen Sie die wichtigsten Eigenschaften des Kupfers und erklären Sie an Hand der Eigenschaften dessen Verwendung!*
- 8. Nennen Sie die wichtigsten Kupferlegierungen, deren Eigenschaften und deren Verwendung!*
- 9. Welche Nebenprodukte fallen bei der Kupferherstellung an?*
- 10. Sprechen Sie über die Kupfererzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik!*

Zusammenfassung des Jahresstoffes

In den nachfolgenden Abschnitten sind wichtige Begriffe und Gesetze der Chemie und wichtige Produkte und Verfahren der chemischen Industrie, die wir kennengelernt haben, noch einmal zusammengestellt. Damit erhalten wir eine Übersicht für die Wiederholung des Jahresstoffes, in die alle Einzelheiten eingeordnet werden können.

1. Atome – Moleküle – Ionen

Atome

Atome sind die kleinsten Teilchen der Elemente, die noch die Eigenschaften dieser Elemente besitzen. Sie setzen sich aus dem **Atomkern** und der **Atomhülle** zusammen. Der **Atomkern** ist aus positiv elektrisch geladenen **Massenteilchen**, den **Protonen**, und elektrisch neutralen **Massenteilchen**, den **Neutronen**, aufgebaut. Die **Atomhülle** besteht aus negativ elektrisch geladenen **Elektronen**.

Moleküle

Moleküle sind Teilchen, in denen mindestens 2 Atome vereinigt sind.

Ionen

Ionen sind elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen. Die positiven Ionen werden als **Kationen**, die negativen als **Anionen** bezeichnet.

2. Grundbegriffe und Grundgesetze

Atomgewicht

Das Atomgewicht ist die Zahl, die angibt, wie schwer ein Atom eines Elementes im Vergleich zum sechzehnten Teil des Sauerstoffatoms ist.

Molekulargewicht

Das Molekulargewicht ist die Summe der Atomgewichte der in einem Molekül enthaltenen Atome.

Grammatom

Die Anzahl Gramm eines Elementes, die gleich seinem Atomgewicht ist, bezeichnet man als **Grammatom** dieses Elementes.

Mol

Die Anzahl Gramm eines Stoffes, die gleich seinem Molekulargewicht ist, wird als **Grammolekül** oder **Mol** bezeichnet.

Molvolumen

Ein Mol aller Gase nimmt unter Normalbedingungen ein Volumen von 22,4 l ein.

Reaktionswärme

Die bei einem chemischen Vorgang verbrauchte beziehungsweise frei werdende Wärmemenge wird als Reaktionswärme bezeichnet.

Chemische Vorgänge, die unter Wärmeabgabe verlaufen, heißen **exotherme Reaktionen**; chemische Vorgänge, die unter Wärmeaufnahme verlaufen, heißen **endotherme Reaktionen**.

Gesetz von der Erhaltung der Masse

Bei jedem Vorgang ist die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe gleich der Gesamtmasse der Endstoffe.

Gesetz der konstanten Proportionen

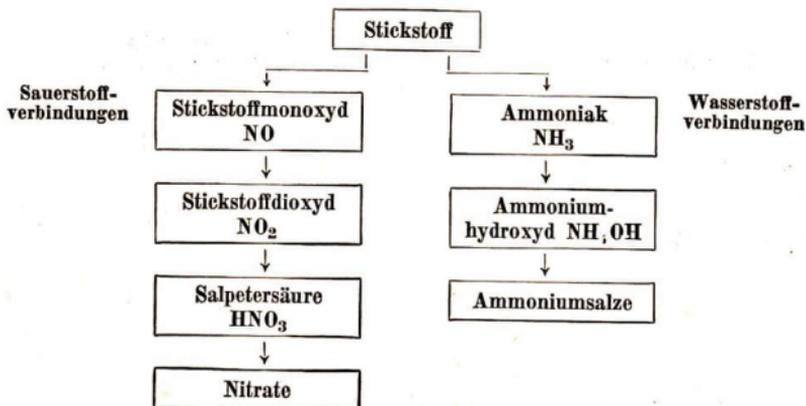
Die chemischen Elemente verbinden sich miteinander in bestimmten, festen Gewichtsverhältnissen.

Chemisches Gleichgewicht

Umkehrbare Reaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen. Das chemische Gleichgewicht hat sich eingestellt, wenn die Mengen der sich in der Zeiteinheit bildenden und zerfallenden Endstoffe gleich sind.

Prinzip von LE CHATELIER

Bei Temperaturerhöhung verlagert sich das chemische Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Wärmeverbrauch abläuft. Bei Druckerhöhung verschiebt sich das Gleichgewicht nach der Seite der Reaktion, die unter Volumenabnahme verläuft.

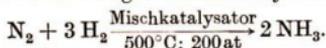
3. Stickstoff und seine wichtigsten Verbindungen

4. Wichtige Verfahren der chemischen Produktion

Ammoniaksynthese nach HABER-BOSCH

Ausgangsstoffe: Wasser, Luft, Kohle

Verfahren: Erzeugung von Mischgas; Entfernung von Schwefelwasserstoff, Kohlenmonoxyd, Kohlendioxyd und Verunreinigungen aus dem Gasmischung; Umsetzung des Stickstoff-Wasserstoff-Gemisches im Kontaktofen bei 500°C und 200 at Druck am eisenhaltigen Mischkatalysator:



Hauptprodukt: Ammoniak

Nebenprodukte: Schwefel, Kohlendioxyd

Herstellung von Salpetersäure nach dem OSTWALD-Verfahren

Ausgangsstoffe: Ammoniak, Luft, Wasser

Verfahren: Ammoniakoxydation zu Stickstoffmonoxyd im Verbrennungsofen mit Luftsauerstoff am Platinkontakt:



Umsetzung des Stickstoffmonoxyds mit Luftsauerstoff und Wasser in Rieseltürmen zu Salpetersäure.

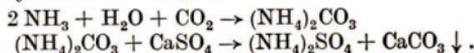
Hauptprodukt: Salpetersäure (50% ig)

Nebenprodukt: -

Herstellung von Ammonsulfat

Ausgangsstoffe: Anhydrit, Ammoniak, Kohlendioxyd

Verfahren: Umsetzung eines Anhydritbreies mit Ammoniak und Kohlendioxyd zu Ammonsulfat:



Hauptprodukt: Ammonsulfat

Nebenprodukt: Calciumcarbonat

Herstellung von Rohkupfer

Ausgangsstoffe: Kupfererze, Zuschläge, Koks, Luft

Verfahren: Erschmelzen von Kupferstein im Schachtofen; Verblasen des Kupfersteines im Trommelkonverter.

Hauptprodukte: Rohkupfer (97 bis 99% Cu)

Nebenprodukte: Kupferschlacke, Schwefeldioxyd

Raffination von Rohkupfer

Ausgangsstoffe: Rohkupfer

Verfahren: Vorraffination von Rohkupfer durch Oxydationsschmelze; Raffination von Rohkupfer oder Raffinadkupfer durch Elektrolyse in einem Elektrolytbad von schwefelsaurer Kupfer(II)-sulfatlösung.

Hauptprodukt: Elektrolytkupfer (99,97% Cu)

Nebenprodukt: Anodenschlamm (enthält einige seltene und Edelmetalle)

5. Wichtige Produkte der chemischen Industrie

a) Stickstofferzeugnisse

Ammoniak

Stickstoff-Wasserstoff-Verbindung mit der Formel NH_3

Verwendung: zur Herstellung von Salpetersäure, Düngemitteln, Harnstoff, Soda und anderen Verbindungen; als Kühlmittel.

Salpetersäure

Wichtigste Säure des Stickstoffs. Formel HNO_3

Verwendung: zur Herstellung von Düngemitteln, Farbstoffen, Plasten, Sprengstoffen.

Ammonsulfat

Stickstoffdünger aus 100% Ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Verwendung: als langsam und nachhaltig wirkender Krumendünger für alle Kulturen, vor allem Kartoffeln, Roggen und Hafer.

Kalkammonsalpeter

Stickstoffdünger aus 60% Ammoniumnitrat NH_4NO_3 , 35% Calciumcarbonat CaCO_3 und 5% weiteren Bestandteilen

Verwendung: als schnell und nachhaltig wirkender Krumendünger für alle Kulturen

Natronsalpeter

Stickstoffdünger aus 100% Natriumnitrat NaNO_3

Verwendung: als schnell wirkender Kopfdünger, besonders für Runkel- und Zuckerrüben.

Kalkstickstoff

Stickstoffdünger aus 60% Calciumcyanamid CaCN_2 und 40% weiteren Bestandteilen

Verwendung: als langsam und nachhaltig wirkender Kopfdünger für alle Kulturen, ferner als Unkrautbekämpfungsmittel.

b) Metallische Werkstoffe

Elektrolytkupfer

Kupfer mit einem Reinheitsgrad von 99,97% Cu

Verwendung: zur Herstellung von Drähten, Kontakten und anderen Werkstücken besonders für die Nachrichtentechnik, Rundfunktechnik und Fernsichttechnik; zur Herstellung von Flammrohren für Heizkessel, Dampfleitungsröhren und Kühlschlangen; zur Herstellung von Apparaturen für die Spiritus-, Bier- und Essigsäureherstellung sowie die Zuckerindustrie; als Legierungsmetall

Messing

Legierung aus 50 bis 70% Kupfer und 50 bis 30% Zink.

Verwendung: zur Herstellung von feinmechanischen und elektrischen Geräten, Armaturen, Schrauben und kunstgewerblichen Gegenständen.

Bronze

Legierung aus 70 bis 95% Kupfer und 30 bis 5% Zinn.

Verwendung: zur Herstellung von Lagerschalen für schwere Wellen, von Schneckenrädern, verschleißfesten Teilen für Meß- und Regelgeräte und von Siebblechen für die chemische Industrie.

Rotguß

Legierung aus 86% Kupfer, 4% Zink und 10% Zinn.

Verwendung: zur Herstellung von Maschinenteilen.

Neusilber

Legierung aus 60% Kupfer, 18% Zink und 22% Nickel.

Verwendung: zur Herstellung von Schmuckgegenständen, medizinischen Geräten und physikalischen Meßapparaten.

Konstantan

Legierung aus 60% Kupfer und 40% Nickel.

Verwendung: zur Herstellung von elektrischen Widerständen und Heizdrähten.

6. Wichtige Großbetriebe der Deutschen Demokratischen Republik

Stickstofferzeugnisse

VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“,
VEB Farbenfabrik Wolfen,
VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld,
VEB Stickstoffwerk Piesteritz.

Kupfererze und Kupfer

VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“.

Tabelle 12.
Wichtige Elemente

Element	Symbol	Atomgewicht	Hauptwertigkeiten
Aluminium	Al	26,98	III
Argon	Ar	39,944	
Arsen	As	74,91	III, V
Barium	Ba	137,36	II
Beryllium	Be	9,013	II
Blei	Pb	207,21	II, IV
Bor	B	10,82	III
Calcium	Ca	40,08	II
Chlor	Cl	35,457	I
Chrom	Cr	52,01	III, IV
Eisen	Fe	55,85	II, III
Fluor	F	19,00	I
Gold	Au	197,0	III
Helium	He	4,003	
Kalium	K	39,100	I
Kobalt	Co	58,94	II
Kohlenstoff	C	12,011	IV
Kupfer	Cu	63,54	I, II
Lithium	Li	6,940	I
Magnesium	Mg	24,32	II
Mangan	Mn	54,94	II, IV, VII
Natrium	Na	22,991	I
Neon	Ne	20,183	
Nickel	Ni	58,71	II
Phosphor	P	30,975	III, V
Platin	Pt	195,09	IV
Quecksilber	Hg	200,61	I, II
Sauerstoff	O	16,0000	II
Schwefel	S	32,066	II, IV, VI
Silber	Ag	107,880	I
Silicium	Si	28,09	IV
Stickstoff	N	14,008	III, V
Vanadium	V	50,95	V
Wasserstoff	H	1,0080	I
Wismut	Bi	209,00	III
Zink	Zn	65,38	II
Zinn	Sn	118,70	II, IV

Abbildungen

Bauernbild, Berlin (2. Kapitelbild, 39, 46); Fachbuchverlag Leipzig (66, 67, 68, 70); VEB Farbenfabrik Wolfen (34, 45); Herbert Hensky, Berlin-Rahnsdorf (22, 42, 43, 44); VEB Kabelwerk Oberspree, Berlin-Oberschöneweide (72, 73); VEB Kombinat „Otto Grotewohl“, Böhlen (19, 20); Rudolf Kretschmar, Halle (Saale) (47); VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht“ (24, 26, 27, 40, 49, 50); VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“ (76,77); Museum für deutsche Geschichte, Berlin (48, 78); Maximilian Seifert, Berlin (3. Kapitelbild); Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Bildstelle, Berlin (1); Zentralbild, Berlin (1. Kapitelbild, 2, 3, 4, 30, 38, 60, 61, 4. Kapitelbild).

Die Zeichnungen wurden nach den Vorlagen der Autoren und der Redaktion von Heinz Grothmann, Berlin, angefertigt; Abb. 31, 36, 51 und 74 von Robert Specht, Berlin-Staaken.

03910-1