TEIL 1



$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$ $FeO + C \rightarrow Fe + CO$

Anorganische CHEMIE

ANORGANISCHE CHEMIE

TEIL 1

EIN LEHRBUCH FÜR DIE 8. KLASSE DER OBERSCHULE

Ausgabe 1960

VOLK UND WISSEN VOLKSEIGENER VERLAG BERLIN

1966

Die Manuskripte für dieses Lehrbuch verfaßten
Prof. Dr. Werner Renneberg, Oberlehrer Dipl.-Chem. Gerhard Meyendorf, Prof. Dr. Horst Möhle
und Prof. Dr. Charlotte Heyer

Das Lehrbuch wurde nach Vorschlägen von zahlreichen Lehrern, Wissenschaftlern
und Werktätigen aus volkseigenen Betrieben bearbeitet von
Klaus Sommer, Wolfgang Eisenhuth und Hans Thomassen

Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen
Demokratischen Republik als Schulbuch bestätigt

Siebente, durchgesehene Auflage

Redaktionsschluß: 1. Oktober 1965
Einband: Günther Klaus

ES 11 H · Bestell-Nr. 030805-7 · Preis 2,65 · Lizenz Nr. 203 · 1000/65 (DN)
Kartengenehmigung Nr. 1/73/65
Satz: LVZ-Druckerei „Hermann Duncker", Leipzig, III/18/138
Druck: Grafischer Großbetrieb Völkerfreundschaft, Dresden, III/9/1

INHALT

1. Kapitel: **Kohlenstoff und seine wichtigsten Verbindungen**

Der elementare Kohlenstoff 5
Kohlendioxid 11
Kohlenmonoxid 16
Vorgänge im Kohlenofen 18
Kohlensäure 20
Karbonate und Hydrogenkarbonate 21
Kalkstein 29
Branntkalk 31
Wichtige Baumaterialien 34
Die Baumaterialindustrie der Deutschen Demokratischen Republik 39
Wiederholungsfragen und Aufgaben 42

2. Kapitel: **Die Kohlen — feste und gasförmige Brennstoffe**

Entstehung der Kohlen 45
Vorkommen und Gewinnung der Kohlen 47
Die Verkokung der Kohlen 56
Die Vergasung der Kohlen 66
Die Bedeutung der Braunkohle für unsere Volkswirtschaft 70
Wiederholungsfragen und Aufgaben 75

3. Kapitel: **Vom Bau der Stoffe**

Einige wichtige Grundbegriffe 76
Gesetz der konstanten Proportionen 79
Stöchiometrische Rechnungen 82
Reaktionswärme 85
Wiederholungsfragen und Aufgaben 86

4. Kapitel: **Silizium und seine wichtigsten Verbindungen**

Silizium 88
Siliziumdioxid 89
Kieselsäure 90
Silikate 90
Glas 92
Die Glasindustrie der Deutschen Demokratischen Republik 103
Wiederholungsfragen und Aufgaben 106

5. Kapitel: **Eisen und Stahl**

Eisenerze ... 107
Roheisen ... 110
Stahl ... 122
Stahlveredlung ... 130
Rosten und Rostschutz ... 133
Die Roheisen- und Stahlerzeugung der Deutschen Demokratischen Republik ... 134
Legierungen anderer Metalle ... 138
Wiederholungsfragen und Aufgaben ... 139

6. Kapitel: **Halogene**

Chlor ... 140
Chlorwasserstoff – Salzsäure ... 144
Chloride ... 146
Chloride in den Salzlagerstätten ... 150
Die Kaliindustrie der Deutschen Demokratischen Republik ... 160
Chlorate ... 162
Fluor, Brom und Jod ... 163
Die Gruppe der Halogene ... 167
Chemische Vorgänge bei der Fotografie ... 168
Wiederholungsfragen und Aufgaben ... 171

7. Kapitel: **Elektrolyse**

Elektrolyte und Nichtelektrolyte ... 173
Ionen ... 176
Dissoziation von Säuren, Hydroxiden und Salzen ... 180
Ionenreaktionen ... 181
Technische Elektrolyseverfahren ... 185
Wiederholungsfragen und Aufgaben ... 191

Zusammenfassung des Jahresstoffes

Elemente und Verbindungen ... 193
Grundbegriffe und Grundgesetze ... 194
Nachweisreaktionen ... 194
Mineralien und Erze ... 195
Wichtige chemisch-technische Verfahren ... 196
Wichtige Industrieprodukte ... 198
Wichtige Großbetriebe der Deutschen Demokratischen Republik ... 201

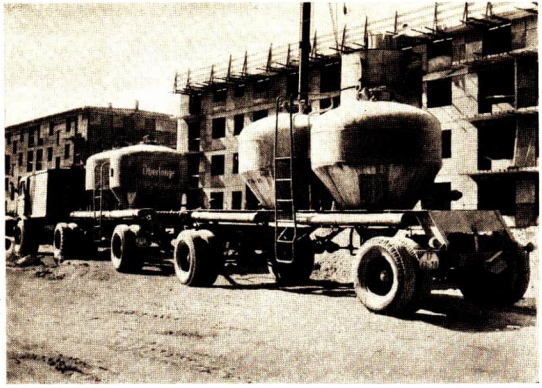
Schülerversuche ... 202

Einige wichtige Elemente ... 212

Sach- und Namenregister ... 213



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



Transport von Zement in Silowagen

Unsere Republik ist ein großer sozialistischer Bauplatz. Wir erleben, wie zahlreiche Werkanlagen und landwirtschaftliche Gebäude, hohe Talsperren und ganze Stadtteile errichtet werden. Moderne Silowagen transportieren den Baustoff Zement zu den vielen großen und kleinen Baustellen. Zur Herstellung von Zement dient unter anderem die wichtige Kohlenstoffverbindung Kalkstein. Eine Reihe weitere Verbindungen des Kohlenstoffs hat für unser tägliches Leben ebenfalls grundlegende Bedeutung.

1. KAPITEL

Der Kohlenstoff und seine wichtigsten Verbindungen

Der elementare Kohlenstoff

Das Element Kohlenstoff gehört zu den Nichtmetallen. Es ist vierwertig. Elementarer Kohlenstoff tritt in der Natur in zwei verschiedenen Formen auf, als **Diamant** und als **Graphit.**

1. Diamant. Diamanten kommen in der Natur nur selten vor. Sie werden meist in angeschwemmten Gesteinstrümmern, vereinzelt aber auch in vulkanischem Gestein gefunden. Die meisten Diamanten sind durch Verunreinigungen gefärbt und undurchsichtig.

Reine Diamanten sind dagegen farblose, durchsichtige, stark lichtbrechende und glänzende **Kristalle.** Unter Kristallen verstehen wir regelmäßig geformte Körper, die

von ebenen Flächen begrenzt werden und ohne mechanische Bearbeitung entstanden sind.

Die Dichte des Diamanten beträgt 3,51 $\frac{g}{cm^3}$. Der Diamant hat von allen in der Natur vorkommenden Stoffen die größte Härte. Mit Diamanten kann man die meisten Stoffe ritzen. Er ist jedoch ziemlich spröde.

Der Diamant wird im allgemeinen weder von Basen noch von Säuren angegriffen. In reinem Sauerstoff verbrennt er bei Temperaturen über 800 °C zu Kohlendioxid.

Stelle für diese Reaktion die chemische Gleichung auf!

Reine Diamanten sind als Schmucksteine begehrt. Sie werden in besonderer Weise geschliffen, so daß sie hohen Glanz und ein lebhaftes Farbenspiel erhalten. Wegen ihrer großen Härte werden Diamanten in Diamantpulver geschliffen. Zu Schmucksteinen bearbeitete Diamanten heißen **Brillanten.**

Der größte Teil der heute geförderten Diamanten wird für technische Zwecke verwendet. Für Tiefbohrungen und zum Bohren von Sprenglöchern in hartem Gestein werden Bohrer benutzt, deren Kronen mit Diamantsplittern oder auch mit größeren Kristallen besetzt sind. Diamanten dienen auch zum Schneiden von Glasscheiben.

2. Graphit. Im Unterschied zum Diamanten kommt der Graphit in der Natur in erheblichen Mengen vor. Der natürliche Graphit bildet undurchsichtige, graue, schuppige Massen, die sich fettig anfühlen. Er ist häufig stark verunreinigt. Gut ausgebildete Kristalle sind selten. Die Dichte des Graphits beträgt 2,25 $\frac{g}{cm^3}$.

Vergleiche die Dichte des Graphits mit der des Diamanten!

Im Unterschied zum Diamanten hat Graphit geringe Härte. Er färbt ab und gibt auf Papier einen bleigrauen Strich. Graphit ist ein guter Leiter für Wärme und Elektrizität.

Der Graphit ist beständig gegen die meisten Chemikalien, wird jedoch leichter angegriffen als der Diamant. In reinem Sauerstoff verbrennt er bei etwa 700 °C zu Kohlendioxid. Graphit wird auch künstlich hergestellt. Er entsteht zum Beispiel, wenn Koks mit anderen Ausgangsstoffen unter Luftabschluß auf sehr hohe Temperaturen erhitzt wird. Der künstliche Graphit besitzt bessere technische Eigenschaften, da er nicht die im natürlichen Graphit enthaltenen Verunreinigungen aufweist. In der Deutschen Demokratischen Republik gibt es keine Fundstätten für Graphit. Deshalb hat für uns die technische Herstellung von Graphit besondere Bedeutung. Graphit wird in unserer Republik im VEB Elektrokohle Berlin-Lichtenberg und im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld hergestellt.

Graphit ist ein vielseitig verwendbarer Stoff. Die Bleistiftminen bestehen aus einem Gemisch von Graphit und Ton, das durch Brennen gehärtet wurde.

Versuch 1: *Pulverisierte Bleistiftminen werden in ein Porzellanschiffchen gefüllt und in der Gasflamme erhitzt. Was beobachtest du?*

In Pulverform wird Graphit als Schmiermittel verwendet, das auch höhere Temperaturen verträgt. Da der Graphit hitzebeständig ist, dient er als Ofenschwärze. Im Gemisch mit Leinöl ist Graphit ein Rostschutzmittel zum Anstrich von Eisenteilen.

Wegen der guten Wärmeleitfähigkeit und der Beständigkeit gegenüber höheren Temperaturen und Temperaturwechsel werden aus Graphit und Ton feuerfeste Schmelztiegel hergestellt. Diese verwendet man beispielsweise in der Metallindustrie.

Die gute elektrische Leitfähigkeit des Graphits macht ihn zur Herstellung von Schleifkontakten, Bogenlampenkohlen und Elektroden besonders geeignet.

Versuch 2: *Über eine Kerzenflamme oder die leuchtende Flamme eines Bunsenbrenners halten wir eine Abdampfschale. Was beobachtest du?*

Verbrennen bestimmte Kohlenstoffverbindungen bei ungenügender Luftzufuhr und gleichzeitiger Abkühlung, so scheidet sich aus den Flammen Kohlenstoff als sogenannter **Ruß** ab.

In der Kerzenflamme verbrennt gasförmiges Paraffin, das aus Kohlenstoffverbindungen besteht. Diese werden in der Flamme zum Teil zersetzt, so daß sich Kohlenstoff ausscheidet. Der Kohlenstoff verbrennt am Rande der Flamme, wo genügend Luft zuströmt. Hält man eine Abdampfschale dicht über die Kerzenflamme, so können die Verbrennungsgase nicht mehr ungehindert abströmen. Dadurch tritt weniger Luft hinzu. Gleichzeitig wird die Flamme abgekühlt. Die Kohlenstoffteilchen können nicht mehr verbrennen und scheiden sich an der Schale als Ruß ab.

Ruß besteht aus kleinen, unter dem Mikroskop sichtbaren Flöckchen von Kohlenstoff. Genauere Untersuchungen haben ergeben, daß sich diese Flöckchen aus winzigen Graphitkriställchen schwammartig zusammensetzen. Der Ruß ist daher locker und porös.

Ähnlich wie bei Versuch 2 wird Ruß auch industriell hergestellt. Man verbrennt Öl, Teer oder andere kohlenstoffreiche Verbindungen bei ungenügendem Luftzutritt. Dabei setzt man die Temperatur der Flamme durch wassergekühlte Metallplatten herab.

Ruß wird als schwarzer Farbstoff verwendet. Er dient unter anderem zum Färben von Lackleder, Gummi und Schallplatten. Aus Ruß werden ferner Druckerschwärze und Tuschen hergestellt. Er findet außerdem als Füllstoff bei der Herstellung von Kraftfahrzeugdecken Verwendung.

3. Modifikationen. Wie wir festgestellt haben, gibt es zwei Erscheinungsformen des Kohlenstoffs. Man sagt: Kohlenstoff tritt in zwei **Modifikationen** auf. Die Modifikationen des Kohlenstoffs unterscheiden sich vor allem in ihrer Kristallform. Wer den farblosen, durchsichtigen, äußerst harten Diamanten mit dem grauen, undurchsichtigen, weichen Graphit vergleicht, der wird nicht annehmen, daß beide Stoffe aus dem gleichen Grundstoff bestehen. Das Verbrennungsprodukt des Diamanten ist ebenso wie das des Graphits Kohlendioxid. Damit ist bewiesen, daß beide Stoffe nichts anderes sind als Kohlenstoff.

Diamant und Graphit sind in der Natur unter ganz verschiedenen Bedingungen entstanden. Die Dichte des Diamanten ist wesentlich größer als die des Graphits. Wir schließen daraus, daß der Diamant bei seiner Entstehung größeren Drücken ausgesetzt war als der Graphit. In neuerer Zeit ist es gelungen, kleine Diamanten künstlich herzustellen. Bei sehr hohem Druck und hoher Temperatur kann man Graphit in Diamant umwandeln.

Elementarer Kohlenstoff tritt in zwei Erscheinungsformen (Modifikationen) auf: als Diamant und als Graphit. Sie sind unter verschiedenen Bedingungen entstanden und haben unterschiedliche Eigenschaften. Graphit und Diamant können synthetisch hergestellt werden.

4. Poröse Kohlen. Der Kohlenstoff ist ein wichtiger Bestandteil aller organischen Stoffe, wie Holz, Stroh, Zucker, Weizenmehl usw. Auch die Lebewesen bestehen zum großen Teil aus Kohlenstoffverbindungen. Kohlenstoff ist ferner in der Braun-

kohle und Steinkohle in größeren Mengen elementar und in Form von Kohlenstoffverbindungen enthalten. Aus all diesen Stoffen lassen sich durch Erhitzen poröse Kohlearten herstellen, die zum größten Teil aus elementarem Kohlenstoff bestehen.

Eine solche Kohle haben wir bereits bei einem der ersten Versuche, die wir im Chemieunterricht durchführten, erhalten. Wir erhitzten Zucker im Reagenzglas. Es entstanden brennbare Dämpfe und ein schwarzer, lockerer Stoff. Dieser Stoff heißt **Zuckerkohle.** Die Zuckerkohle ist schwammartig porös. Auch die **Holzkohle** ist eine solche poröse Kohleart. Werden zum Beispiel Sägespäne im Reagenzglas unter Luftabschluß erhitzt, dann entweichen Gase, und die Späne verkohlen. Es entsteht Holzkohle.

Warum muß das Holz unter Luftabschluß erhitzt werden?

Beim Erhitzen von Holz unter Luftabschluß entweichen etwa drei Viertel seiner Bestandteile. Zurück bleibt ein Kohlenstoffgerüst mit zahlreichen feinen Kanälen. Die Wandungen dieser Kanäle bilden die innere Oberfläche der Holzkohle. Diese ist wesentlich größer als die äußere Oberfläche. Die poröse Beschaffenheit der Holzkohle kann man mit bloßem Auge wahrnehmen.

Ähnlich wie Holz verhalten sich Steinkohle und Braunkohle beim Erhitzen unter Luftabschluß. Bei diesem Vorgang entsteht **Steinkohlenkoks** beziehungsweise **Braunkohlenkoks.**

Erhitzt man tierische Abfälle, wie Knochen oder geronnenes Blut, unter Luftabschluß, so entstehen Kohlearten, die je nach dem Ausgangsstoff als **Tierkohle, Knochenkohle** oder **Blutkohle** bezeichnet werden. Auch diese Kohlearten sind lockere, poröse Produkte.

Durch Erhitzen organischer Stoffe unter Luftabschluß entstehen poröse Kohlearten. Sie bestehen aus elementarem Kohlenstoff und geringen Mengen von Verunreinigungen.

Alle porösen Kohlearten haben die Eigenschaft, größere Mengen gasförmige oder gelöste Stoffe aufzunehmen. Die Stoffe werden von der Oberfläche dieser Kohlen aufgenommen, ohne sich chemisch zu verändern.

Man sagt, die Kohle adsorbiert[1]) gasförmige und gelöste Stoffe. Die Erscheinung heißt **Adsorption.**

Kohle, die Gase und gelöste Stoffe gut und in großer Menge adsorbiert, heißt aktive[2]) Kohle oder **Aktivkohle** (A-Kohle).

Versuch 3: *Wir lassen eine verdünnte Farbstofflösung langsam durch eine Schicht körniger Aktivkohle sickern (Abb. 1).*
Betrachte das Filtrat!

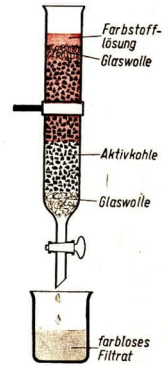
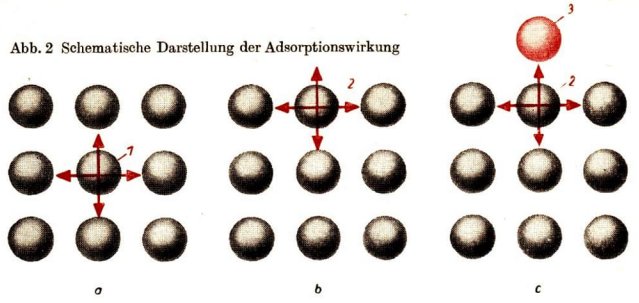


Abb. 1 Adsorption eines Farbstoffes durch Aktivkohle

[1]) sorbere (lateinisch) = in sich ziehen
[2]) activus (lateinisch) = tätig

Abb. 2 Schematische Darstellung der Adsorptionswirkung



Die Aktivkohle hat den Farbstoff aus der Lösung adsorbiert. Wenn wir jedoch eine größere Menge Farbstofflösung durch das Kohlefilter laufen lassen, bleibt nach einiger Zeit das Filtrat gefärbt. Die Kohle kann keinen Farbstoff mehr adsorbieren, da ihre Oberfläche vollständig mit Farbstoff beladen ist. Auf ähnliche Weise können von Aktivkohle auch gasförmige Stoffe adsorbiert werden. Die adsorbierten Stoffe lassen sich von der Aktivkohle wieder abtrennen.

Die Atome oder Moleküle, die einen festen Stoff aufbauen, üben aufeinander Anziehungskräfte aus. Diese Kräfte bewirken, daß der feste Körper zusammenhält.

Im Innern eines festen Körpers werden die Anziehungskräfte eines Teilchens 1 nach allen Seiten durch Nachbarteilchen beansprucht (Abb. 2a).

Bei einem Teilchen 2 in der Oberfläche des Körpers werden die Anziehungskräfte nur nach innen und in der Oberfläche durch Nachbarteilchen in Anspruch genommen (Abb. 2b). Nach außen bleiben sie dagegen frei wirksam.

Daher kann ein Teilchen in der Oberfläche eines festen Körpers ein Teilchen 3 eines anderen Stoffes festhalten (Abb. 2c).

Sickert zum Beispiel die Farbstofflösung durch die Aktivkohle, so werden die Farbstoffmoleküle von den Kohlenstoffatomen, die sich in der Oberfläche der Kohle befinden, angezogen und festgehalten. Das Adsorptionsvermögen der Kohle ist für die einzelnen Gase oder gelösten Stoffe verschieden.

Die Adsorption durch Aktivkohle wird in der Praxis vielseitig angewandt. In der chemischen Industrie werden bei vielen chemisch-technischen Verfahren Gase mit Hilfe von Aktivkohle

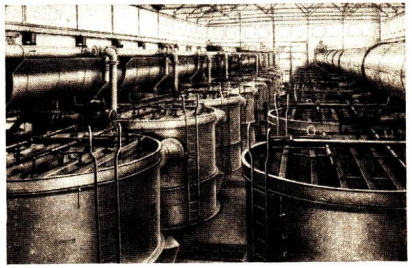


Abb. 3 Aktivkohleadsorber im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"

entschwefelt (Abb. 3). In den Zuckerfabriken leitet man den gefärbten Zuckersaft durch Kohlefilter. Dadurch werden Farbstoffe und Verunreinigungen entfernt. Auch bei der Produktion von synthetischem Benzin findet Aktivkohle Verwendung. Aktivkohle ist ferner ein wichtiger Bestandteil der Trockenbatterien. Aus Aktivkohle bestehen auch die Kohletabletten, die wir bei Verdauungsstörungen einnehmen (Abb. 4). Sie adsorbieren im Darm Gase und Giftstoffe, die dann mit der Kohle aus dem Körper ausgeschieden werden.



Abb. 4 Aktivkohlepräparate unserer volkseigenen chemischen Industrie

Die Adsorptionswirkung der Aktivkohle nutzt man auch zum **Atemschutz** aus. In einigen Abteilungen der Chemiewerke ist die Luft an den Arbeitsplätzen durch gesundheitsschädigende Gase verunreinigt. Die Bestimmungen des Arbeitsschutzes sehen an solchen Arbeitsplätzen das Tragen einer **Atemschutzmaske** vor, damit die Gesundheit der Arbeiter erhalten bleibt. Atemschutzmasken werden auch bei Katastrophenfällen zum Schutze gegen giftige Gase, wie Chlor und Schwefeldioxid, verwendet.



Abb. 5 Soldaten unserer Nationalen Volksarmee mit Atemschutzmasken

Die Angehörigen der Feuerwehr und die Soldaten unserer Nationalen Volksarmee sind ebenfalls mit Atemschutzgeräten ausgerüstet, damit sie bei der Erfüllung ihrer Aufgaben auch gegen giftige Gase geschützt sind (Abb. 5).

Eine Atemschutzmaske besteht aus dem **Maskenkörper** mit den **Augenfenstern**, dem **Ausatemventil** sowie dem **Filter** (Abb. 6). Das Filter wird an die Maske angeschraubt oder mit ihr durch einen Schlauch verbunden. Es kann zum Beispiel eine Schicht Watte und mehrere Schichten Aktivkohle enthalten (Abb. 7). Die Watte hält Schwebstoffe (z. B. feinverteilte Staub- und Rauchteilchen) zurück. Von der Aktivkohle werden gesundheitsschädigende Gase adsorbiert. Der Träger der Atemschutz-



Abb. 6 Atemschutzmaske

maske atmet durch das Filter ein und durch das Ausatemventil aus. Nach längerem Gebrauch kann das Filter keine weiteren Stoffe aufnehmen und läßt die gesundheitsschädigenden Gase durch. Es muß dann ausgewechselt werden. Da die Aktivkohle nicht alle giftigen Gase adsorbiert, gibt es mehrere Sorten von Atemfiltern. Die verschiedenen Filter sind durch Buchstaben und Farbanstrich besonders gekennzeichnet, so daß man leicht feststellen kann, vor welchen Gasen das Filter schützt.

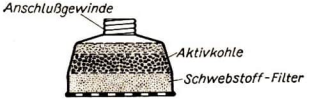


Abb. 7 Schnitt durch ein Atemschutzfilter

Kohlendioxid

1. Darstellung und Nachweis. Wir verbrennen Kohlenstoff im Luftstrom. Dabei wollen wir gleichzeitig den Nachweis für Kohlendioxid kennenlernen.

> **Versuch 4:** *In einem Verbrennungsrohr wird unter Luftzufuhr Holzkohle erhitzt. An das Glasrohr ist eine mit Wasser gefüllte Waschflasche angeschlossen. Das Wasser wird mit violetter Lackmuslösung versetzt. In einer zweiten Waschflasche befindet sich klares Kalkwasser (Abb. 8).*
> *Beachte den Farbumschlag!*
> *Was beobachtest du in der zweiten Waschflasche?*

Kohlenstoff verbrennt im Luftstrom zu Kohlendioxid.

Wir wollen für diesen Vorgang die chemische Gleichung aufstellen.

Bisher haben wir bei der Aufstellung von Reaktionsgleichungen vorausgesetzt, daß die gasförmigen Elemente, wie Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff, atomar, also in Form einzelner Atome, vorkommen. Genauere Untersuchungen haben jedoch

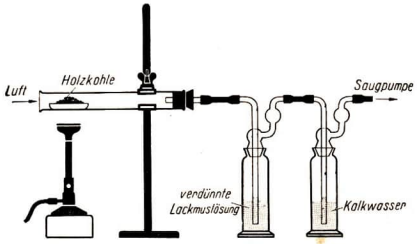


Abb. 8 Verbrennung von Holzkohle im Luftstrom

ergeben, daß bei diesen Gasen Einzelatome nur sehr kurze Zeit beständig sind. Jeweils zwei Atome lagern sich stets zu einem Molekül zusammen.

Entsteht beispielsweise bei einer Reaktion Wasserstoff, so werden zunächst Wasserstoffatome frei. Diese treten aber sofort zu den zweiatomigen Wasserstoffmolekülen zusammen. Man schreibt deshalb für

Wasserstoff	H_2,
Sauerstoff	O_2,
Stickstoff	N_2.

Gasförmige Elemente, wie Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff, treten frei als zweiatomige Moleküle auf.

Die Zweiatomigkeit der gasförmigen Elemente ist auch bei der Aufstellung von Gleichungen zu berücksichtigen. Bei der Bildung von Wasser aus den Elementen läuft zum Beispiel folgender Vorgang ab:

$$\underset{\text{2 Moleküle Wasserstoff}}{2\,H_2} + \underset{\text{1 Molekül Sauerstoff}}{O_2} \rightarrow \underset{\text{2 Moleküle Wasser}}{2\,H_2O}$$

Die Gleichung für die Oxydation des Kohlenstoffs zu Kohlendioxid bei Versuch 4 muß demnach lauten:

$$\underset{\text{1 Atom Kohlenstoff}}{C} + \underset{\text{1 Molekül Sauerstoff}}{O_2} \rightarrow \underset{\text{1 Molekül Kohlendioxid}}{CO_2} \qquad (1)$$

Erkläre den Vorgang in der ersten Waschflasche!

In der zweiten Waschflasche hat sich das Kohlendioxid mit Kalkwasser umgesetzt. Kohlendioxid bildet mit Kalkwasser Kalziumkarbonat. Dieses ist schwerlöslich, es trübt die Lösung. Eine solche Reaktion wird **Fällung** genannt. In größerer Menge bildet das ausgefällte Kalziumkarbonat einen **Niederschlag.** In der Reaktionsgleichung deuten wir das durch einen senkrecht nach unten gerichteten Pfeil an:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O\,. \qquad (2)$$

Wir untersuchen die Einwirkung von Salzsäure auf Kalziumkarbonat.

Versuch 5: *Wir filtrieren den Niederschlag von Kalziumkarbonat (Versuch 4; zweite Waschflasche). Den Filterrückstand geben wir in ein Reagenzglas. Wir setzen etwas verdünnte Salzsäure hinzu und verschließen sofort mit einem durchbohrten Stopfen, der mit einem Gasableitungsrohr versehen ist. Das Ende des Ableitungsrohres tauchen wir in Kalkwasser Abb. 9).*
Beobachte das Reaktionsgefäß) und die Vorlage!

Salzsäure treibt aus Kalziumkarbonat die Kohlensäure unter Aufbrausen aus:

$$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3 \qquad (3)$$

$$H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O\,. \qquad (3a)$$

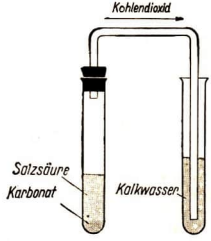


Abb. 9 Einwirkung von Salzsäure auf Kalziumkarbonat und Nachweis des Kohlendioxids

In der Vorlage spielt sich wiederum die Reaktion (2) ab, die wir bereits bei Versuch 4 in der zweiten Waschflasche beobachtet haben.

Die schwerer flüchtige Salzsäure verdrängt die leichter flüchtige Kohlensäure aus ihrem Salz. Dabei wird das Kalziumchlorid gebildet. Wie das Kalziumkarbonat reagieren auch andere Karbonate mit Salzsäure.

Der Versuch 5 dient zum Nachweis sowohl von Kohlendioxid als auch von Karbonaten. Er hat große praktische Bedeutung. Die Chemiker geben zu einer Substanz, deren Zusammensetzung unbekannt ist, Salzsäure. Wenn sich dabei ein Gas entwickelt, das zum Beispiel nach Reaktion (2) als Kohlendioxid nachgewiesen wird, so erkennt man daraus, daß die Substanz Karbonate enthält. Das Kohlendioxid kann nur aus einem Karbonat stammen, da es in der Salzsäure nicht enthalten ist. Auf diese Weise prüfen auch die Geologen, ob eine Gesteinsprobe Karbonate enthält.

Versuch 6: *Der Versuch 5 wird mit einer Probe Kalkstein durchgeführt.*

Auch Bodenproben werden so auf Kalkstein und andere Karbonate geprüft.

Versuch 7: *In der Versuchsanordnung nach Abbildung 9 werden verschiedene Bodenproben geprüft. Beobachte, bei welchen Proben sich das Kalkwasser in der Vorlage trübt!*

Die Reaktion (3) wird im Laboratorium benutzt, um Kohlendioxid darzustellen. Man verwendet dazu meist Marmor, eine Erscheinungsform des Kalziumkarbonats, die in der Natur vorkommt.

Aus Marmor und Salzsäure wird Kohlendioxid im Kippschen Apparat oder in einem einfachen Gasentwickler dargestellt.

Warum stellt man Kohlendioxid im Laboratorium nicht durch Verbrennen von Kohlenstoff dar?

Kohlendioxid wird mit Kalkwasser nachgewiesen. Das Kalkwasser trübt sich infolge Bildung von schwerlöslichem Kalziumkarbonat.

2. Eigenschaften. Wir wollen nun einige wichtige Eigenschaften des Kohlendioxids kennenlernen.

Versuch 8: *Auf einer Waage wird ein großes Becherglas tariert. Danach leiten wir Kohlendioxid ein (Abb. 10). Was stellst du fest?*

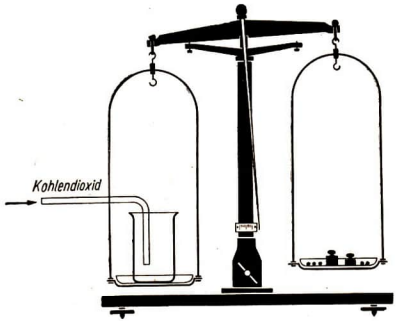


Abb. 10 Ein auf der Waage tariertes Becherglas wird mit Kohlendioxid gefüllt.

Versuch 9: *Einen mit Kohlendioxid gefüllten Zylinder verschließen wir mit einem Stopfen und tauchen ihn danach in kaltes Wasser. Wir lassen etwas Wasser in den Zylinder eintreten und verschließen ihn wieder unter Wasser. Der Zylinder wird geschüttelt. Den Vorgang wiederholen wir einige Male.*
Was beobachtest du? Was schließt du aus deinen Beobachtungen?

Versuch 10: *Wir bringen eine brennende Kerze in einen Standzylinder mit Kohlendioxid.*
Was stellst du fest?

Kohlendioxid ist ein farbloses und geruchloses Gas. Es ist schwerer als Luft. Wir können daher Standzylinder durch Luftverdrängung mit Kohlendioxid füllen. 1 Liter Wasser löst bei 15 °C 1 Liter Kohlendioxid.

Kohlendioxid ist nicht brennbar und unterhält die Verbrennung nicht. Menschen und Tiere ersticken in Kohlendioxid. Die gleichen Eigenschaften sind uns vom Stickstoff bekannt.

Wie kann man Kohlendioxid und Stickstoff unterscheiden?

Kohlendioxid ist ein farbloses und geruchloses Gas, das schwerer ist als Luft. Es löst sich in Wasser. Kohlendioxid ist nicht brennbar und unterhält die Verbrennung nicht.

3. Vorkommen. Wir prüfen Luft auf ihren Gehalt an Kohlendioxid.

Versuch 11: *Wir lassen eine Schale mit Kalkwasser einige Zeit stehen.*
Was stellst du fest?

Der Gehalt der Luft an Kohlendioxid ist verhältnismäßig gering: Er beträgt durchschnittlich nur 0,03 Volumenprozente. Trotzdem sind riesige Mengen Kohlenstoff als Kohlendioxid in der Luft vorhanden, weil die Atmosphäre sehr mächtig ist. Man hat berechnet, daß die Lufthülle der Erde 600 Milliarden Tonnen Kohlenstoff enthält

Versuch 12: *Wir saugen die Verbrennungsgase einer Kerzenflamme oder der Stadtgasflamme durch Kalkwasser (Abb. 11).*
Was stellst du fest?

Versuch 13: *Atme durch eine Gaswaschflasche, die mit Kalkwasser gefüllt ist, Luft ein! Was beobachtest du?*

Versuch 14: *Atme tief ein, halte die Luft etwas an und blase die ausgeatmete Luft langsam in Kalkwasser!*
Was stellst du fest?
Vergleiche mit dem Ergebnis von Versuch 13!

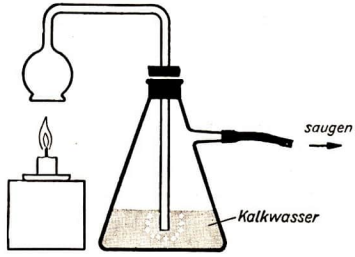


Abb. 11 Nachweis des Kohlendioxids in den Verbrennungsgasen einer Kerze

Unsere Brenn- und Heizstoffe enthalten Kohlenstoff und Kohlenstoffverbindungen, aus denen bei der Verbrennung Kohlen-

dioxid entsteht. Bei der Atmung wird mit der verbrauchten Atemluft Kohlendioxid ausgeatmet.

Begründe, warum in Schulzimmern, Vortragsräumen und Kinosälen für gute Lüftung gesorgt werden muß!

Bei Neubauten werden die Räume, in denen viele Menschen zusammenkommen, mit modernen Lüftungsanlagen ausgestattet. Auch in Ställen muß durch eine ausreichende Lüftung für einen niedrigen Gehalt der Stalluft an Kohlendioxid gesorgt werden.

Bei manchen chemisch-technischen Prozessen (Kalkbrennen, Brauerei, Weinkelterei) entsteht Kohlendioxid als Nebenprodukt. Sofern es nicht verwertet wird, gelangt es ebenfalls in die Atmosphäre.

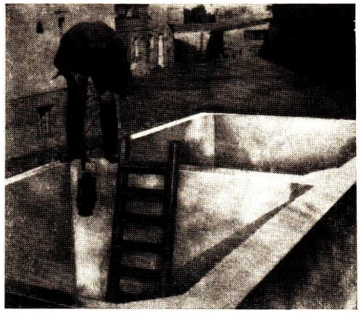


Abb. 12 Ein offener Gärfutterbehälter wird auf Kohlendioxid geprüft.

Durch die Verbrennung und Atmung werden der Atmosphäre ständig große Mengen Kohlendioxid zugeführt. Gleichzeitig verbrauchen aber die Pflanzen bei der Assimilation Kohlendioxid, so daß der Kohlendioxidgehalt der Luft annähernd gleich bleibt.

In Brunnen- und Kanalschächten und Kohlenbunkern kann sich Kohlendioxid ansammeln. Da beim Einsteigen in solche Räume Erstickungsgefahr besteht, ist es notwendig, vorher auf Kohlendioxid zu prüfen. Das ist auch in der Landwirtschaft vor Arbeiten in Gärfutterbehältern erforderlich. Die Probe auf Kohlendioxid erfolgt am einfachsten, indem an einer Leine eine Sicherheitslampe in die zu untersuchenden Räume herabgelassen wird (Abb. 12). Erlischt die Flamme, so darf der Raum nicht betreten werden. Durch Schwenken von Brettern oder durch Ausblasen wird das am Boden lagernde Kohlendioxid ausgetrieben. Erst wenn bei erneuter Lichtprobe die Flamme weiterbrennt, kann mit der Arbeit begonnen werden.

Vorsicht bei Arbeiten in Brunnenschächten, Kohlebunkern, Gärfutterbehältern usw.! Vor Beginn der Tätigkeit die Lichtprobe durchführen! Kohlendioxid wirkt erstickend!

4. Verwendung. Kohlendioxid wird in der Zuckerindustrie sowie bei der Produktion von Soda und Stickstoffdüngemitteln verwendet. Große Mengen werden zur Fabrikation von Selterswasser benötigt. In Gaststätten dient Kohlendioxid zum Betrieb der Bierdruckapparate. Das Gas drückt das Bier aus dem Faß heraus und erzeugt den Schaum. Kohlendioxid kommt in flüssiger Form unter Druck in Stahlflaschen in den Handel.

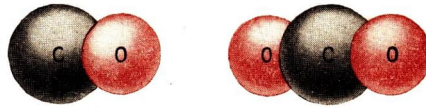
Durch starke Abkühlung kann flüssiges Kohlendioxid in festes übergeführt werden. Festes Kohlendioxid wird als **Trockeneis** bezeichnet. Das Trockeneis geht an der

atmosphärischen Luft unmittelbar in gasförmiges Kohlendioxid über. Dabei wird die Umgebung stark abgekühlt, ohne daß ein Rückstand verbleibt. Trockeneis wird zur Kühlung von Speiseeis und Feinfrosterzeugnissen verwendet. Auch in Kühlwagen wird es benutzt.

Kohlenmonoxid

Der Kohlenstoff bildet außer dem Kohlendioxid noch ein weiteres Oxid. Die Moleküle dieses Oxids bestehen jeweils aus einem Atom Kohlenstoff und einem Atom Sauerstoff. Die Verbindung hat demnach die Formel CO. Sie ist wie das Kohlendioxid ein Gas und heißt **Kohlenmonoxid.** Im Molekül des Kohlendioxids bindet ein Kohlenstoffatom zwei Sauerstoffatome, im Molekül des Kohlenmonoxids dagegen nur eins (Abb. 13).

Im Kohlenmonoxid ist das Sauerstoffatom in besonderer Weise an das Kohlenstoffatom gebunden. Wir können deshalb für Kohlenmonoxid keine Strukturformel aufstellen.



CO CO_2

Abb.13 Molekülmodelle des Kohlenmonoxids und des Kohlendioxids

1. Darstellung. Aus Kohlendioxid kann durch Reduktion Kohlenmonoxid hergestellt werden. Ein starkes Reduktionsmittel, zum Beispiel Magnesium, entreißt dem Kohlenstoffatom beide Sauerstoffatome, das heißt, Kohlendioxid wird zu Kohlenstoff reduziert.

Schreibe die chemische Gleichung für die Reduktion von Kohlendioxid durch Magnesium!

Dagegen entzieht ein mildes Reduktionsmittel, zum Beispiel Zink, dem Kohlenstoffatom nur ein Sauerstoffatom. Kohlendioxid wird in diesem Falle zu Kohlenmonoxid reduziert.

Versuch 15: *In einem Verbrennungsrohr befindet sich eine Magnesiarinne mit Zinkstaub (Abb. 14). Das mit dem Verbrennungsrohr verbundene U-Rohr enthält Ätznatron, das das nicht reduzierte Kohlendioxid bindet. Wir erhitzen das Zink kräftig und leiten dann einen langsamen Strom Kohlendioxid durch das Rohr. Das entstehende Kohlenmonoxid fangen wir pneumatisch auf.*
Wie verändert sich das Zink?
Den mit Kohlenmonoxid gefüllten Standzylinder bringen wir mit der Öffnung an eine Flamme. Was beobachtest du?
Anschließend geben wir etwas Kalkwasser in den Standzylinder und schütteln. Was stellst du fest?

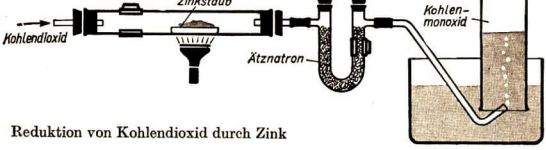


Abb. 14 Reduktion von Kohlendioxid durch Zink

Zink reduziert Kohlendioxid zu Kohlenmonoxid:

$$CO_2 + Zn \rightarrow CO + ZnO\,.$$

Kohlenmonoxid verbrennt mit blauer Flamme zu Kohlendioxid:

$$2\,CO + O_2 \rightarrow 2\,CO_2\,.$$

2. Eigenschaften und Verwendung. Kohlenmonoxid ist ein farbloses, geruchloses Gas. Es ist etwas leichter als Luft. In Wasser ist es nur wenig löslich. Kohlenmonoxid ist brennbar. Es verbrennt unter starker Wärmeentwicklung. Kohlenmonoxid gehört zu den Reduktionsmitteln und wird deshalb in einer Reihe von technischen Prozessen angewandt.

Kohlenmonoxid ist ein farbloses und geruchloses Gas. Es verbrennt mit blauer Flamme zu Kohlendioxid.

Kohlenmonoxid ist sehr giftig. Seine Giftigkeit beruht darauf, daß es wesentlich leichter als Sauerstoff vom Blutfarbstoff (Hämoglobin) gebunden wird. Dadurch verliert dieser seine Fähigkeit, in der Lunge Sauerstoff aufzunehmen und ihn zu transportieren. Beim ständigen Einatmen von Kohlenmonoxid fällt immer mehr Hämoglobin für den Sauerstofftransport im Körper aus. Die Körperzellen werden nur ungenügend mit Sauerstoff versorgt. Sie werden anfangs geschädigt und sterben ab, wenn die Sauerstoffzufuhr ganz aufhört. Bereits geringe Mengen von Kohlenmonoxid in der Atemluft wirken also auf den Organismus giftig. Die Gefahr einer Kohlenmonoxidvergiftung wird dadurch vergrößert, daß dieses Gas weder sichtbar noch durch den Geruch wahrnehmbar ist.

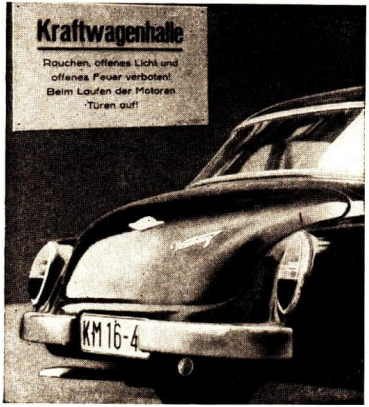


Abb. 15 Warnschild an einer Kraftwagenhalle

Die ersten Anzeichen einer Kohlenmonoxidvergiftung äußern sich in Kopfschmerz und Atemnot. Später treten Benommenheit und Bewußtlosigkeit ein. Bei Vergiftungen durch Kohlenmonoxid muß der Verunglückte sofort an die frische Luft gebracht und ihm gegebenenfalls Sauerstoff zugeführt werden. Wenn keine Rettungsmaßnahmen ergriffen werden, tritt der Tod ein.

Vorsicht! Kohlenmonoxid ist ein besonders gefährliches Atemgift!

Kohlenmonoxid wird nur in besonderen Atemschutzfiltern zurückgehalten. In Räumen, in denen sich Kohlenmonoxid angesammelt hat, muß der Mensch entweder Sauerstoffatemgeräte oder Atemschutzmasken mit CO-Filter verwenden.

Im Gemisch mit anderen Gasen dient Kohlenmonoxid in der Industrie als Heizgas. Auch das Stadtgas enthält Kohlenmonoxid und ist daher ebenfalls giftig. Niemals darf Stadtgas ausströmen, ohne daß die Flamme entzündet wird! Die Auspuffgase der Motoren von Kraftfahrzeugen enthalten Kohlenmonoxid.

Begründe die Aufschrift des Schildes in Abbildung 15!

Wir stellen in einer Tabelle die Eigenschaften der beiden Oxide des Kohlenstoffes einander gegenüber.

Tabelle 1. Eigenschaften von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid

	Kohlenmonoxid	Kohlendioxid
Formel	CO	CO_2
Aggregatzustand	gasförmig	gasförmig
Farbe	farblos	farblos
Geruch	geruchlos	geruchlos
Dichte	kleiner als die der Luft	größer als die der Luft
Löslichkeit im Wasser	wenig löslich	löslich
reaktionsfähig gegenüber Sauerstoff	ja	nein
Brennbarkeit	brennbar	nicht brennbar
besondere Eigenschaften	sehr giftig	wirkt erstickend

Ein Molekül Kohlenmonoxid enthält ein Atom Sauerstoff, ein Molekül Kohlendioxid dagegen zwei. Aus der Gegenüberstellung von Kohlenmonoxid und Kohlendioxid in Tabelle 1 erkennen wir, daß mit diesem mengenmäßigen Unterschied auch grundlegend verschiedene Eigenschaften verbunden sind. Wenn zu dem einen Atom Sauerstoff des Kohlenmonoxids ein weiteres Sauerstoffatom hinzukommt, entsteht ein neuer Stoff, das Kohlendioxid. Kohlendioxid hat andere Eigenschaften als Kohlenmonoxid.

Vorgänge im Kohlenofen

Zur Reduktion von Kohlendioxid kann an Stelle von Zink auch Kohlenstoff als Reduktionsmittel verwendet werden.



Versuch 16: *In der Versuchsanordnung nach Abbildung 14 wird Holzkohle oder körnige Aktivkohle stark erhitzt. Dann leiten wir Kohlendioxid in langsamem Strom darüber.*
Beobachte die Kohle und den Standzylinder!
Das Kohlenmonoxid weisen wir wie in Versuch 15 nach.

Kohlenstoff reduziert sein eigenes sauerstoffreicheres Oxid (CO_2) zum sauerstoffärmeren (CO). Er selbst wird dabei zu Kohlenmonoxid oxydiert:

$$CO_2 + C \rightarrow CO + CO\,.$$

Das eine Molekül Kohlenmonoxid ist durch die Reduktion des Kohlendioxides entstanden, während sich das andere durch die damit verbundene Oxydation des Kohlenstoffs gebildet hat. Wir schreiben jedoch die Reaktionsgleichung für diesen Vorgang besser wie folgt:

$$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO\,.$$

Die Reduktion von Kohlendioxid durch Kohlenstoff ist einer der chemischen Vorgänge, die sich im Kohlenofen abspielen (Abb. 16).

Das Innere eines Kachelofens ist in **Aschenraum, Verbrennungsraum** und **Züge** geteilt. Die Rauchgase strömen unter Wärmeabgabe durch die Züge. Vor Eintritt in den Schornstein wird der Rauchgasstrom durch eine Klappe oder einen **Schieber** geregelt. Wenn der Ofen angeheizt wird, müssen beide Türen und der Schieber geöffnet sein.

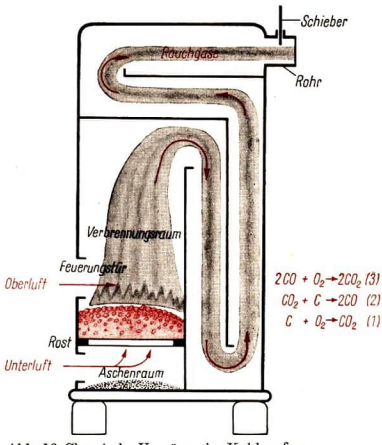


Abb. 16 Chemische Vorgänge im Kohlenofen

Infolge des natürlichen Zugs im Schornstein wird durch die Tür zum Aschenraum Frischluft eingezogen. Sie strömt von unten her durch den **Rost.** Die auf dem Rost liegende Kohle verbrennt, und es bildet sich Kohlendioxid (Gleichung 1). Die nicht verbrennbaren Rückstände fallen durch den Rost in den Aschenraum.

Die entstehende Wärme bringt auch die darüberliegenden Kohlenschichten zum Glühen. Die Verbrennungsgase strömen durch diese Schichten. Dabei reduziert der Kohlenstoff das Kohlendioxid zu Kohlenmonoxid (Gleichung 2).

Das Kohlenmonoxid verbrennt an der Oberfläche der Kohle wieder zu Kohlendioxid (Gleichung 3). Man erkennt diesen Vorgang an den bläulichen Flammen. Zur Verbrennung des Kohlenmonoxids ist Oberluft nötig. Diese strömt an der Feuerungstür ein. Deshalb muß auch diese Tür beim Anheizen ein wenig geöffnet sein. An manchen Feuerungstüren ist eine besondere Luftregulierung angebracht.

Wenn die Kohle durchgebrannt ist, können die Türen sowie der Schieber geschlossen werden, damit die Wärme anhält. Bei unsachgemäßer Bedienung des Ofens besteht die Gefahr der Vergiftung durch Kohlenmonoxid. Wenn zum Beispiel die Feuerungstür zu zeitig geschlossen wird, erhält der Ofen keine Oberluft mehr. *Was ist die Folge?*

Schließt man den Schieber vorzeitig, so dringen Rauchgase ins Zimmer. Hat der Ofen zu wenig Zug, so ist die Verbrennung unvollständig, und es entsteht Kohlenmonoxid.

Beim Heizen eines Kohlenofens muß darauf geachtet werden, daß die Türen sowie der Schieber so lange geöffnet bleiben, bis die Kohlen durchgebrannt sind!

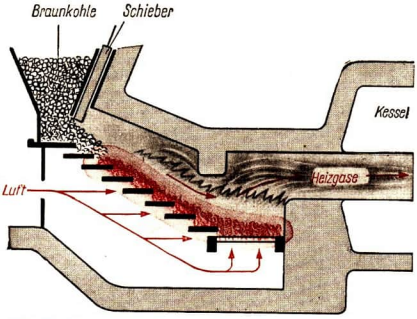


Abb. 17 Schematische Darstellung einer Industriefeuerung

Die Feuerungen in der Industrie unterscheiden sich von dem einfachen Kohlenofen, wie er im Haushalt verwendet wird, zum Teil erheblich. Zum Beispiel ist bei Dampfkesseln, die mit Stückkohle (Rohbraunkohle) beheizt werden, der Rost oft treppenförmig ausgebildet (Abb. 17). Die Kohle rutscht aus einem Vorratsbunker auf die oberste Stufe. Während sie verbrennt, bewegt sie sich von Stufe zu Stufe abwärts und schiebt die entstehende Asche vor sich her. Bei **Industriefeuerungen** wird häufig die notwendige Verbrennungsluft durch Gebläse zugeführt. Der Zug im Schornstein wird oft außerdem durch ein Gebläse unterstützt.

Kohlenstaubfeuerungen haben keinen Rost. Die Kohle wird zu Kohlenstaub gemahlen. Dieser wird, mit Luft gemischt, durch ein Rohr in die Feuerung eingeblasen.

Kohlensäure

Kohlendioxid ist in Wasser löslich. Beim Einleiten von Kohlendioxid in Wasser wird ein Teil des Gases, ähnlich wie Sauerstoff, nur physikalisch gelöst. Die Kohlendioxidmoleküle befinden sich in der Lösung frei neben den Wassermolekülen. Ein Teil des gelösten Kohlendioxids verbindet sich mit Wasser zu Kohlensäure:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3 . \qquad (1)$$

Kohlendioxid ist das Anhydrid der Kohlensäure. In einer Lösung von Kohlendioxid in Wasser sind also Kohlendioxid, Wasser und Kohlensäure enthalten.

Beim Erhitzen einer Lösung, die Kohlensäure enthält, entweicht das physikalisch gelöste Kohlendioxid. Außerdem wird die Kohlensäure zersetzt:

$$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow . \qquad (2)$$

Versuch 17: *Wir erhitzen Kohlensäure, die mit Lackmuslösung versetzt ist. Wie ändert sich die Farbe der Lösung? Wie kannst du das ausgetriebene Kohlendioxid nachweisen?*

Kohlensäure ist eine leichtzersetzliche, flüchtige Säure. Wir erkennen, daß die Bildung und Zersetzung der Kohlensäure eine **umkehrbare Reaktion** ist. Wir fassen die Gleichungen (1) und (2) zusammen:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3.$$

Bei niedriger Temperatur verläuft die Reaktion von links nach rechts (oberer Pfeil), bei höherer Temperatur von rechts nach links (unterer Pfeil).

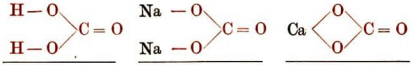
Die Kohlensäure hat säuerlichen Geschmack und reagiert mit Indikatoren. Sie bildet wie andere Säuren Salze. Auf Magnesium wirkt Kohlensäure zum Beispiel langsam ein. Dabei entstehen Magnesiumkarbonat $MgCO_3$ und Wasserstoff. Das Verhalten der Kohlensäure zeigt uns, daß sie eine schwache Säure ist.

Warum können wir zu Versuchen mit Kohlensäure Selterswasser verwenden?

Kohlensäure ist eine leichtzersetzliche, flüchtige und schwache Säure.

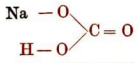
Karbonate und Hydrogenkarbonate

1. Salzbildung der Kohlensäure. Ein Molekül Kohlensäure enthält zwei Wasserstoffatome, die bei der Salzbildung durch Metallatome ersetzt werden. Bei den uns bisher bekannten Salzen der Kohlensäure, den Karbonaten, sind zwei einwertige oder ein zweiwertiges Metallatom an die Stelle der beiden Wasserstoffatome getreten, zum Beispiel:



H_2CO_3	Na_2CO_3	$CaCO_3$
Kohlensäure	Natriumkarbonat	Kalziumkarbonat

Es gibt aber auch Salze der Kohlensäure, bei denen nur ein Wasserstoffatom durch Metall ersetzt ist, zum Beispiel das Natriumsalz mit der Formel



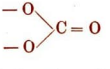
$NaHCO_3$

Ein Molekül dieses Salzes enthält neben einem Natriumatom und dem Kohlensäurerest noch ein Wasserstoffatom. Diese Verbindung heißt **Natriumhydrogenkarbonat.**

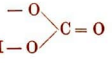
Worauf deutet der Name „Hydrogenkarbonat" hin?

Die Kohlensäure bildet also zwei Reihen von Salzen, die **Karbonate** und die **Hydrogenkarbonate.**

Die Karbonate enthalten den zweiwertigen Säurerest

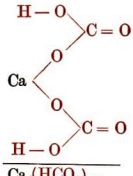


Die Hydrogenkarbonate sind durch den einwertigen Rest



gekennzeichnet.

Die Formel von Kalziumhydrogenkarbonat enthält zwei Hydrogenkarbonatreste, da Kalzium zweiwertig ist:



$Ca(HCO_3)_2$.

In Tabelle 2 sind beide Arten von Salzen gegenübergestellt.

Tabelle 2. Salze der Kohlensäure

Name	Säurerest	Beispiele
Karbonat	$-O$, $-O$, $C=O$	Na_2CO_3, $CaCO_3$
Hydrogenkarbonat	$-O$, $H-O$, $C=O$	$NaHCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$

Die Kohlensäure bildet zwei Reihen von Salzen, die Karbonate und die Hydrogenkarbonate. Bei den Karbonaten sind beide Wasserstoffatome der Kohlensäure durch Metallatome ersetzt, bei den Hydrogenkarbonaten nur eins.

Im folgenden sollen einige Karbonate und Hydrogenkarbonate näher untersucht werden.

2. Natriumkarbonat und Natriumhydrogenkarbonat. Natriumkarbonat Na_2CO_3 entsteht durch Reaktion von Ätznatron oder konzentrierter Natronlauge mit Kohlendioxid.

Versuch 18: *Wir leiten Kohlendioxid in ein Reagenzglas mit konzentrierter Natronlauge ein. Was beobachtest du?*

Unter den Bedingungen von Versuch 18 bildet sich festes Natriumkarbonat, das sich aus der Lösung ausscheidet:

$$2\,NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O\,.$$

Natriumkarbonat ist auch unter der Bezeichnung **Soda** bekannt. Wasserfreie oder kalzinierte[1]) Soda ist ein weißes Pulver.

[1]) Unter Kalzinieren versteht man das Entwässern durch Erhitzen.

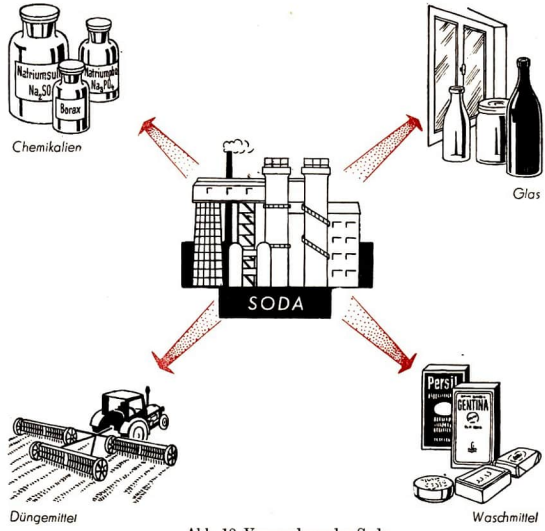


Abb. 18 Verwendung der Soda

Die Soda ist ein wichtiger Ausgangsstoff für die chemische Industrie. In der Seifen- und in der Glasindustrie wird sie in großen Mengen gebraucht. Sie ist ferner Ausgangsstoff für die Herstellung anderer Natriumverbindungen. Wäschereien, Papier- und Farbenfabriken verbrauchen ebenfalls erhebliche Mengen Soda. In der Düngemittelindustrie wird Soda zur Herstellung des Stickstoffdüngers Natronsalpeter benötigt. Abbildung 18 gibt einen Überblick über die Verwendung der Soda.

Bis vor etwa 150 Jahren konnte Soda ausschließlich aus einigen natürlichen Vorkommen gewonnen werden, die jedoch den Bedarf der sich entwickelnden Industrie nicht decken konnten. Heute wird sie überwiegend durch chemisch-technische Verfahren erzeugt. Ausgangsstoffe für diese Verfahren sind Steinsalz, Kalkstein und Kohle. Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über alle diese Ausgangsstoffe in ausreichenden Mengen. Unsere Sodaproduktion konnte in den

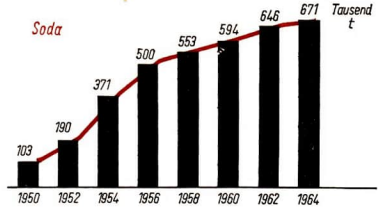


Abb. 19 Entwicklung der Sodaproduktion in der Deutschen Demokratischen Republik

vergangenen Jahren erheblich gesteigert werden (Abb. 19), so daß wir heute nicht nur den Bedarf unserer Industrie decken, sondern darüber hinaus noch beträchtliche Sodamengen exportieren können. Die bedeutendsten Sodawerke unserer Republik sind der VEB Sodawerke „Karl Marx" Bernburg und der VEB Sodawerke Staßfurt.

Natriumkarbonat (Soda) ist ein wichtiges Salz der Kohlensäure. Soda ist Ausgangsstoff für zahlreiche chemisch-technische Verfahren.

Wir untersuchen nun die Eigenschaften des zweiten Natriumsalzes der Kohlensäure, des **Natriumhydrogenkarbonats $NaHCO_3$.**

Versuch 19: *Wir geben feuchte Soda in einen Stehkolben, so daß der Boden gerade bedeckt ist. Dann füllen wir den Kolben durch Luftverdrängung mit Kohlendioxid. Der Kolben wird mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, in dem ein Manometerrohr steckt.*
Was beobachtest du?

Natriumkarbonat bildet unter Aufnahme von Kohlensäure (Kohlendioxid und Wasser) Natriumhydrogenkarbonat:

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow 2\,NaHCO_3\,. \qquad (1)$$

Natriumhydrogenkarbonat ist ein weißes Pulver, das in Wasser etwas schwerer löslich als Natriumkarbonat Na_2CO_3 ist. Es ist vielfach noch unter der älteren Bezeichnung **Natriumbikarbonat** oder **Natron** im Handel.

Versuch 20: *Wir erhitzen festes Natriumhydrogenkarbonat in einem Reagenzglas. Das Reagenzglas wird mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, durch den ein winkelförmig gebogenes Glasrohr in eine Vorlage mit Kalkwasser führt (Abb. 20).*
Beobachte die Vorlage!

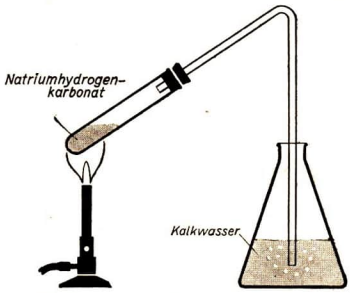


Abb. 20 Erhitzen von Natriumhydrogenkarbonat und Nachweis des entstehenden Kohlendioxids

Für die Reaktion, die im Reagenzglas abläuft, können wir folgende Gleichung aufstellen:

$$2\,NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow\,. \qquad (2)$$

Stelle die Gleichung für die Reaktion in der Vorlage auf!

Natriumhydrogenkarbonat wird durch Erhitzen zersetzt. Vergleichen wir die Ergebnisse der Versuche 19 und 20 (Gleichungen 1 und 2), so stellen wir fest, daß die Bildung des Natriumhydrogenkarbonats eine umkehrbare Reaktion ist:

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftarrows 2\,NaHCO_3\,.$$

Versuch 21: *Wir verwenden die Versuchsanordnung nach Abbildung 9 und geben auf festes Natriumhydrogenkarbonat verdünnte Salzsäure. Beobachte die Vorgänge in beiden Reagenzgläsern!*

Natriumhydrogenkarbonat wird auch durch Salzsäure zersetzt. Für diesen Vorgang können wir folgende Gleichung aufstellen:

$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow .$$

Natriumhydrogenkarbonat dient zur Herstellung von Backpulvern und Brausepulvern. Beträchtliche Mengen dieses Salzes werden jedoch als Füllung für Feuerlöscher verwendet.

Die bei Versuch 21 beobachtete Reaktion wird im **Naßfeuerlöscher** ausgenutzt. Ein Modell soll die Wirkung eines solchen Feuerlöschers zeigen.

Versuch 22: *Eine Flasche ist mit einer Lösung von Natriumhydrogenkarbonat gefüllt (Abb. 21). Das Reagenzglas enthält Salzsäure. Mit dem Glasstab stoßen wir den dünnen Boden des Glases durch. Erkläre, warum die Flüssigkeit in kräftigem Strahl aus der Flasche gedrückt wird!*

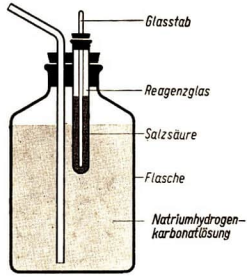


Abb. 21
Modell eines Naßfeuerlöschers

Nach der Art des Modells vom Versuch 22 arbeitet der im folgenden beschriebene Naßfeuerlöscher (Abb. 22), der im VEB Feuerlöschgerätewerk Neuruppin hergestellt wird. Das Gerät besteht aus einem zylindrischen Blechkörper mit Steigrohr, Spritzdüse und Schlagstift (Abb. 23). Es ist mit einer Lösung von Natriumkarbonat oder

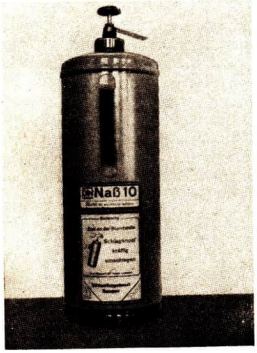


Abb. 22 Naßfeuerlöscher vom VEB Feuerlöschgerätewerk Neuruppin

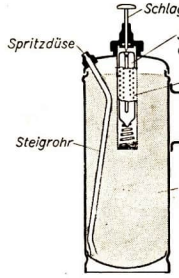


Abb. 23 Schnitt durch einen Naßfeuerlöscher

Natriumhydrogenkarbonat gefüllt. In dem Drahtkorb befindet sich ein Glasbehälter mit Säure.

Bei Gebrauch wird der Schlagstift kräftig eingeschlagen. Er zertrümmert dadurch den Glasbehälter. Die Säure läuft aus und reagiert mit der Salzlösung. Es entwickelt sich Kohlendioxid. Unter Aufschäumen drückt das Gas die Flüssigkeit durch die Spritzdüse. Den Strahl richtet man auf die Flamme. Die Brandstelle wird so nicht nur unter die Entzündungstemperatur abgekühlt, sondern auch gleichzeitig die Flamme durch das Kohlendioxid erstickt.

Bei Bränden, die mit Wasser nicht bekämpft werden dürfen (Benzin- oder Ölbrände), kann der beschriebene Naßfeuerlöscher nicht angewandt werden. In diesem Falle wird zum Beispiel der **Kohlensäureschneelöscher** benutzt. Kohlensäureschnee (Trockeneis) kühlt den brennenden Stoff stark ab, da es eine sehr niedrige Temperatur hat und in den gasförmigen Zustand übergeht. Außerdem wird der Zutritt von Sauerstoff aus der Luft zur Flamme unterbunden. Die Anwendung des Kohlensäureschneelöschers ist auch deshalb besonders vorteilhaft, weil das Kohlendioxid beim Löschen keine Schäden verursacht. Bei der Anwendung von Wasser als Löschmittel können zum Beispiel Löschschäden entstehen, wenn es auf andere Stoffe einwirkt.

Trockenfeuerlöscher, wie sie im VEB Feuerlöschgerätewerk Apolda hergestellt werden (Abb. 24), bestehen aus einem zylindrischen Stahlblechbehälter, der Löschpulver (Natriumhydrogenkarbonat) enthält, und einer Stahlflasche mit flüssigem Kohlendioxid. Wird das Ventil an der Flasche geöffnet, so verdampft Kohlendioxid. Es strömt in den Behälter und schleudert das Natriumhydrogenkarbonat auf die Brandstelle. Dort erfolgt bei den hohen Temperaturen die Reaktion, die wir bei Versuch 20 kennengelernt haben.



Abb. 24 Trockenfeuerlöscher vom VEB Feuerlöschgerätewerk Apolda

Erkläre die Löschwirkung des Trockenfeuerlöschers!

Auch die Anwendung des Trockenfeuerlöschers vermeidet Löschschäden. Deshalb sind Bibliotheken, Warenhäuser, Verwaltungsgebäude und andere Einrichtungen vielfach mit diesen Löschgeräten ausgestattet.

In der Nähe elektrischer Anlagen (Elektromotoren, Schalttafeln, Transformatoren usw.) dürfen wegen der Gefahr eines Kurzschlusses nur Feuerlöschmittel verwendet werden, die kein Wasser enthalten.

Welche der genannten Feuerlöscher sind bei Bränden an elektrischen Anlagen geeignet?

Natriumhydrogenkarbonat wird beim Erhitzen und durch Einwirkung von Säuren unter Abgabe von Kohlendioxid zersetzt. Es dient vor allem zur Füllung von Feuerlöschern.

3. Kaliumkarbonat. Kaliumkarbonat K_2CO_3, auch **Pottasche**[1]) genannt, ist ein weißes Salz. Es ist hygroskopisch.

Industriell wird Kaliumkarbonat zum Beispiel durch Einleiten von Kohlendioxid in Kalilauge hergestellt:

$$2\,KOH + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O\,.$$

Die Seifenindustrie verwendet Kaliumkarbonat als Ausgangsstoff für die Erzeugung von Schmierseifen. Die Glasindustrie braucht es zur Herstellung von bestimmten Glassorten. In Färbereien, Bleichereien und Wollwäschereien wird Kaliumkarbonat als Reinigungsmittel benutzt.

4. Kalziumkarbonat und Kalziumhydrogenkarbonat. Die Bildung von Kalziumkarbonat $CaCO_3$ aus Kalziumhydroxid und Kohlendioxid haben wir bereits bei einigen Versuchen kennengelernt.

Welche Bedeutung hat diese Reaktion?

Kalziumhydrogenkarbonat $Ca(HCO_3)_2$ entsteht entsprechend dem Natriumhydrogenkarbonat aus Kalziumkarbonat durch Aufnahme von Kohlensäure.

> **Versuch 23:** *Wir leiten Kohlendioxid längere Zeit in ein kleines Becherglas mit Kalkwasser ein.*

Beim Einleiten von Kohlendioxid in Kalkwasser fällt zunächst Kalziumkarbonat aus:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O\,.$$

Bei weiterem Einleiten löst sich jedoch der Niederschlag wieder auf. Es hat sich Kalziumhydrogenkarbonat gebildet, das leichter löslich ist als Kalziumkarbonat:

$$CaCO_3 + \underbrace{CO_2 + H_2O}_{H_2CO_3} \rightarrow Ca(HCO_3)_2\,.$$

> **Versuch 24:** *Wir erhitzen die Lösung von Kalziumhydrogenkarbonat, die wir bei Versuch 23 erhalten haben, in der Versuchsanordnung nach Abbildung 9. Beobachte die Vorgänge in beiden Reagenzgläsern!*

Kalziumhydrogenkarbonat wird ebenso wie das Natriumhydrogenkarbonat beim Erhitzen zersetzt: Im ersten Reagenzglas bei Versuch 24 scheidet sich wieder unlösliches Kalziumkarbonat aus:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow\,.$$

Die Bildung des Kalziumhydrogenkarbonats ist eine umkehrbare Reaktion:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2\,.$$

Natürliches Wasser (Flußwasser, Quellwasser, Brunnenwasser) kann als stark verdünnte Lösung verschiedener Salze betrachtet werden. In erster Linie enthält es Kalzium- und Magnesiumsalze. Den Gesamtgehalt des Wassers an diesen Salzen bezeichnet man als **Härte des Wassers.** Die Bezeichnung stammt ursprünglich vom

[1]) Früher gewann man Kaliumkarbonat durch Auslaugen von Holzasche und Eindampfen der Lauge in „Pötten".

Kochen der Hülsenfrüchte her. Diese bleiben hart, wenn sie in hartem (kalkhaltigem) Wasser gekocht werden. Sie werden weich, wenn wir sie in weichem (kalkfreiem) Wasser kochen. Destilliertes Wasser und Regenwasser sind Beispiele für weiches Wasser.

Unter Härte des Wassers verstehen wir seinen Gehalt an Kalzium- und Magnesiumsalzen.

In den einzelnen Gegenden unserer Republik ist das Leitungswasser verschieden hart. Orte in Kalkgebieten, wie zum Beispiel Jena, sind auf sehr hartes Wasser angewiesen, während Orte in kalkarmer Umgebung, wie Ilmenau, weiches Wasser haben. Die Härte des Brunnenwassers hängt ebenfalls von den Bodenverhältnissen ab.

Zu den im Wasser gelösten Salzen gehört das Kalziumhydrogenkarbonat. Hat das Wasser viel davon gelöst, so fällt beim Sieden Kalziumkarbonat aus (Versuch 24). Es setzt sich in Töpfen und Kesseln als **Kesselstein** ab.

Zur Prüfung der Wasserhärte benutzen wir Seifenlösung. Mit weichem Wasser gibt diese beim Schütteln sofort einen bleibenden Schaum. In hartem Wasser dagegen scheidet sich zuerst ein unlöslicher Stoff aus, den wir **Kalkseife** nennen. Erst bei weiterem Zusatz von Seifenlösung bildet sich ebenfalls Schaum.

Wenn die Kalziumsalze ausgefällt sind, entsteht eine bleibende Schicht Seifenschaum.

Versuch 25: *Wir versetzen gleiche Mengen destilliertes Wasser und hartes Wasser mit etwas Seifenlösung und schütteln. Vergleiche die Wirkung der Seife in beiden Fällen! Zu dem harten Wasser geben wir nochmals Seifenlösung in hinreichender Menge und schütteln. Was stellst du jetzt fest?*

Die Wasserhärte wirkt sich vor allem in der Industrie sehr nachteilig aus. Wenn man hartes Wasser zum Speisen von Dampfkesseln verwendet, so scheiden sich an den Innenwänden der Kessel beträchtliche Mengen Kesselstein ab. Kesselstein ist ein schlechter Wärmeleiter. Er behindert in Dampfkesseln die Wärmeübertragung an das Wasser und verursacht dadurch hohe Brennstoffverluste. Die schlechte Wärmeleitfähigkeit des Kesselsteins bewirkt auch Überhitzungen der Kesselwände, die zu Kesselexplosionen führen können.

Auch in den Brauereien und Zuckerfabriken sowie beim Waschen ergeben sich bei Verwendung von hartem Wasser Nachteile. Wenn man zum Waschen der Wäsche hartes Wasser benutzt, erhöht sich der Seifenverbrauch. Außerdem setzt sich die ausgeschiedene Kalkseife in den Geweben ab und schädigt diese. Daher ist es notwendig, das Wasser zu enthärten, das heißt, die Kalzium- und Magnesiumsalze zu beseitigen, bevor Seife zugesetzt wird.

Versuch 26: *Wir setzen hartem Wasser Sodalösung zu und erwärmen kurz. Was beobachtest du?*
Nach einigen Minuten geben wir Seifenlösung dazu und schütteln. Beobachte und vergleiche mit Versuch 25!

Kalziumhydrogenkarbonat setzt sich mit Natriumkarbonat zu schwerlöslichem Kalziumkarbonat um, das ausfällt:

$$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2\,NaHCO_3.$$

Das Wasser ist durch die Soda enthärtet worden. Soda ist ein häufig angewandtes Enthärtungsmittel. Die im Handel erhältlichen Waschmittel für den Haushalt bestehen heute meist nicht mehr aus Seifenpulvern, sondern enthalten synthetische Waschsubstanzen, für die ein Enthärten unnötig ist. In der Industrie werden meist an Stelle von Soda noch wirksamere Enthärtungsmittel angewandt.

Wasser kann durch Zusatz von Soda enthärtet werden. Dabei setzt sich das gelöste Kalziumhydrogenkarbonat zu Kalziumkarbonat um, das ausfällt.

Kalkstein

1. Vorkommen. Das in der festen Erdrinde am weitesten verbreitete Salz der Kohlensäure ist das **Kalziumkarbonat $CaCO_3$.** Es kommt in der Natur als Kalkstein, Kreide und Marmor vor.

Kalkstein ist durch Ton verunreinigtes Kalziumkarbonat verschiedener Färbungen (weiß, gelblich, rötlich, grau). Seine Härte ist verhältnismäßig gering. Bei stärkerem Tongehalt spricht man von **Mergel.**

Wir verfügen in der Deutschen Demokratischen Republik über umfangreiche Kalksteinvorkommen. Sie befinden sich hauptsächlich am Rand der Mittelgebirge. Die wichtigsten Abbaugebiete liegen in der Nähe von Rüdersdorf bei Berlin, bei Lengefeld im Erzgebirge, im Harz und im Unstrutgebiet bei Karsdorf.

Kalkstein wird in Steinbrüchen durch Sprengen abgebaut. Moderne Bagger erleichtern das Verladen und gestatten die Gewinnung großer Mengen dieses Stoffes (Abb. 25). Auch der Ackerboden enthält Kalziumkarbonat in feiner Verteilung. Das hat für das Wachstum der Pflanzen große Bedeutung.

Kreide ist eine erdige, weiche Form des Kalksteins. Sie setzt sich aus kleinen Kalkschalen vorgeschichtlicher Schnecken und Muscheln sowie winzigen Kalkkörnchen zusammen. Diese Bestandteile sind mikroskopisch klein.

Größere Mengen Kreide findet man auf der Insel Rügen. Im VEB Vereinigte Kreidewerke Saßnitz wird die Kreide mit Baggern abgebaut (Abb. 26) und durch Schlämmen gereinigt. Kreide wird für die Herstellung von Putzmitteln und Kitten verwendet. Die

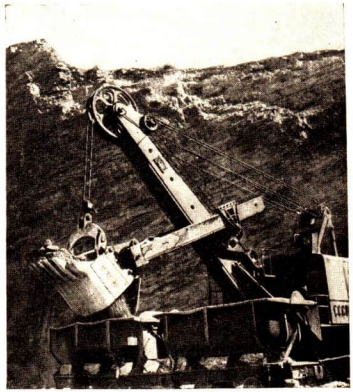


Abb. 25 Löffelbagger beim Verladen des abgebauten Kalksteins im Kalksteinbruch des VEB Kalk-, Zement- und Betonwerke Rüdersdorf

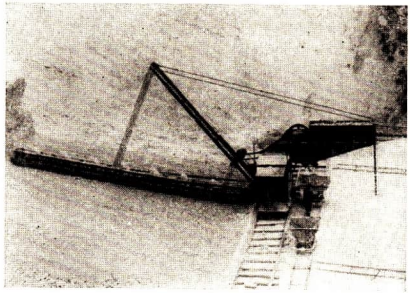


Abb. 26 Kreideabbau in einem Kreidebruch des VEB Vereinigte Kreidewerke Saßnitz

Maler benutzen Schlämmkreide als Anstrichfarbe.

Marmor ist eine weniger häufige Art des natürlich vorkommenden Kalziumkarbonats. Er besteht aus kleinen Kalziumkarbonatkörnchen, die in tieferen Schichten der Erde durch großen Druck aneinandergepreßt worden sind.

Weißer Marmor ist sehr reines Kalziumkarbonat, während der bunte durch Verunreinigungen, besonders Eisenoxide, gefärbt ist.

In der Deutschen Demokratischen Republik wird Marmor in der Nähe von Saalburg abgebaut. Polierter Marmor wird als wertvoller Baustein für Fassaden und zur Innenausstattung von Gebäuden verwendet.

2. Entstehung. Im Kalkstein, in der Kreide und im Marmor werden vielfach Reste ausgestorbener Meerestiere gefunden. Aus derartigen Funden kann man auf die Entstehung der Kalksteinvorkommen Schlüsse ziehen.

In der erdgeschichtlichen Vergangenheit waren weite Teile der Erdoberfläche, die heute zum Festland gehören, von Meeren bedeckt. Diese Meere wurden von zahlreichen Kalkschalentieren bevölkert. Reste der abgestorbenen Tiere setzten sich im Laufe von Jahrmillionen zusammen mit Ton und anderen Stoffen auf dem Meeresboden schichtweise ab. Die Schichten wurden durch großen Druck zusammengepreßt und erhärteten.

Die Meeresablagerungen und die anderen Vorgänge bei der Entstehung des Kalksteins fanden auf der Erde statt, lange bevor der Mensch existierte. Der Mensch konnte dennoch diese Vorgänge durch systematische Untersuchungen erkennen und feststellen, wie sich die Erde vor vielen Millionen Jahren allmählich veränderte. Wir wissen heute, daß die Entstehung des wichtigen Ausgangsstoffes Kalkstein mit Hilfe der Naturwissenschaften zu erklären ist.

3. Verwendung. Die Kalksteinvorkommen unserer Republik haben große wirtschaftliche Bedeutung. Bei der Eisen- und Stahlerzeugung dient Kalkstein als Zuschlagstoff. Gemahlener Kalkstein findet in der Landwirtschaft als Kalkdünger Verwendung. Er bindet Bodensäuren, lockert den Boden, wirkt anregend auf die Bakterientätigkeit und erhöht die Widerstandsfähigkeit der Pflanzen gegenüber Krankheiten. Kalkstein ist ferner ein Hilfsstoff für die Herstellung von Zellstoff für die Chemiefaser- und die Papierindustrie. Für die Glasindustrie ist Kalkstein ein wichtiger Ausgangsstoff.

Der größte Teil des Rohkalksteins wird jedoch zur Erzeugung von Zement und Branntkalk verwendet, auf die wir noch näher eingehen werden

Branntkalk

1. Herstellung. Etwa die Hälfte der gesamten Rohkalksteinförderung unserer Republik wird in den Werken der chemischen Industrie zu **Branntkalk** umgewandelt. Die Branntkalkherstellung ist ein wichtiges chemisch-technisches Verfahren.

a) Chemische Grundlagen. Wir untersuchen zunächst die chemischen Vorgänge bei der Branntkalkerzeugung.

> **Versuch 27:** *Kalziumkarbonat wird in einem dickwandigen, schwerschmelzbaren Reagenzglas geglüht. Das entstehende Gas leiten wir in Kalkwasser. Beobachte das Kalkwasser!*

Bei starkem Erhitzen geht Kalziumkarbonat unter Abgabe von Kohlendioxid in Kalziumoxid über:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 \uparrow .$$

Das feste Reaktionsprodukt, das Kalziumoxid, wird als Branntkalk bezeichnet.

> **Beim Brennen von Kalkstein entsteht Branntkalk, während Kohlendioxid entweicht.**

b) Technische Durchführung. Zum Brennen des Kalksteins werden in der Industrie verschiedene Ofenarten verwendet. Der verbreitetste Typ ist der **Schachtofen.** Der Schachtofen hat die Form eines aufrechtstehenden Rohres (Abb. 27). Er ist aus Schamottesteinen gemauert und von einem Eisenmantel umgeben.

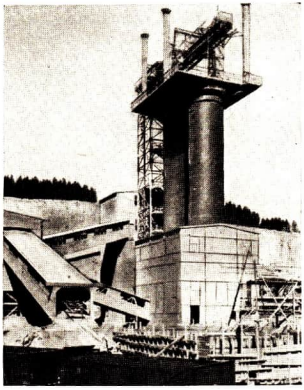


Abb. 27 Schachtofen im Kalkwerk des VEB Chemische Werke Buna, Schkopau

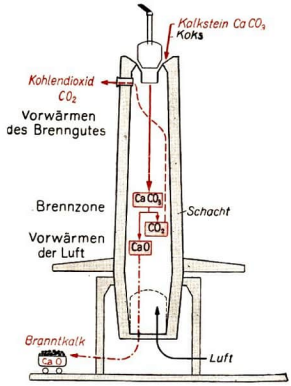


Abb. 28 Schematische Darstellung eines Schachtofens zum Kalkbrennen

Am oberen Ende des Schachtofens befinden sich die Einfüllöffnung und der Gasaustritt. Die obere Öffnung des Schachtes heißt **Gicht.** Durch die Gicht werden dem Schachtofen schichtweise Kalkstein und Koks zugeführt. Am unteren Ende des Ofens befinden sich Öffnungen für den Luftzutritt und den Abstich des Branntkalks.

Im Schachtofen laufen zwei verschiedene Prozesse ab. Der Hauptprozeß ist die Zersetzung des Kalksteins. Er verläuft bei einer Temperatur von etwa 1000 °C. Diese Temperatur wird durch den zweiten Prozeß, die Verbrennung des Kokses, erzeugt. Das Brenngut rutscht im Schacht langsam nach unten. Es wird im oberen Teil des Ofens durch die aufwärts strömenden heißen Gase vorgewärmt. Dadurch kann die Wärme dieser Gase ausgenutzt werden.

In der Mitte des Schachtofens, in der **Brennzone,** findet die Zersetzung des Kalksteins statt. Der entstehende heiße Branntkalk wird durch die von unten zuströmende Luft abgekühlt und diese dadurch vorgewärmt. Der Branntkalk wird aus dem Ofen in Form von großen, weißen Stücken abgezogen.

Der Koks verbrennt im Schachtofen mit dem Sauerstoff der von unten zuströmenden Luft zu Kohlendioxid. Das Kohlendioxid, das beim Brennen des Kalksteins und beim Verbrennen des Kokses entsteht, strömt im Schacht nach oben. Es wird zusammen mit dem Stickstoff aus der Verbrennungsluft durch seitliche Rohre unterhalb der Gicht abgesaugt. In Abbildung 28 sind die Vorgänge im Schachtofen schematisch dargestellt.

Während sich im Schacht das Brenngut nach unten bewegt, strömen die Gase in entgegengesetzter Richtung nach oben. Dadurch erfolgt der Wärmeaustausch zwischen diesen Stoffen. Man sagt, Brenngut und Gase bewegen sich im Gegenstrom. Das **Gegenstromprinzip** wird bei chemisch-technischen Prozessen häufig angewandt.

Der Schachtofen arbeitet ohne Unterbrechung. Ständig werden die Ausgangsstoffe zugeführt und die Reaktionsprodukte abgezogen. Man spricht von einer **kontinuierlichen**[1]) **Arbeitsweise.**

Das Kalkbrennen wird überwiegend in kontinuierlich arbeitenden Schachtöfen durchgeführt. Die Ausgangsstoffe Kalkstein und Koks bewegen sich dabei im Gegenstrom mit den Brenngasen.

2. Verwendung. Branntkalk ist ein wichtiger Hilfsstoff bei der Herstellung von Soda. In der Zuckerindustrie verwendet man ihn zur Herstellung von Löschkalk, der zum Ausfällen von Verunreinigungen in dem aus Zuckerrüben gewonnenen Zucker-Rohsaft dient. Er dient ferner als Düngemittel in der Landwirtschaft.

Große Mengen Branntkalk werden im VEB Chemische Werke Buna, Schkopau, und im VEB Stickstoffwerk Piesteritz in **Kalziumkarbid CaC_2** umgewandelt.

Kalziumkarbid dient in der chemischen Industrie als Ausgangsstoff für die Herstellung von Plasten, Chemiefasern, synthetischem Kautschuk, Lösungsmitteln, Arzneimitteln und des Stickstoffdüngers Kalkstickstoff.

In der Bauindustrie wird Branntkalk in beträchtlichen Mengen zur Bereitung von Kalkmörtel verwendet. In Abbildung 29 ist die Verwendung von Kalkstein und Branntkalk dargestellt.

[1]) continuus (lateinisch) = zusammenhängend

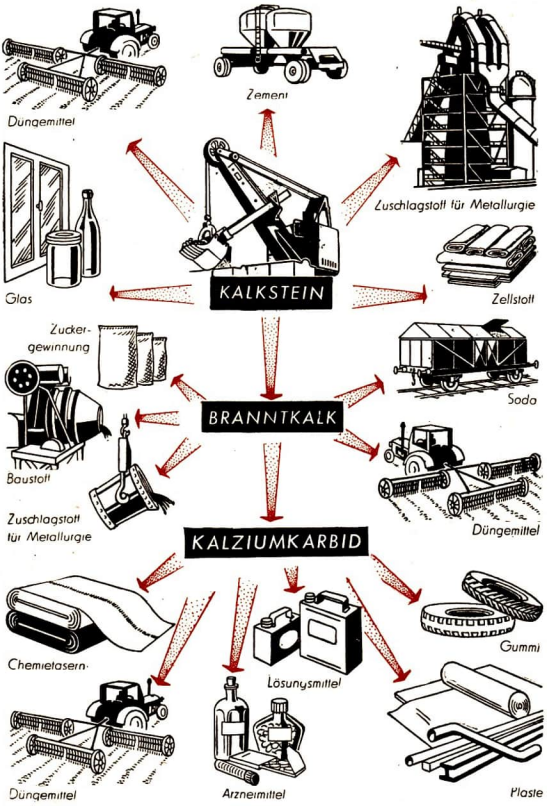


Abb. 29 Verwendung von Kalkstein und Branntkalk

Die Erzeugung von Branntkalk wurde in den vergangenen Jahren in unserer Republik beträchtlich gesteigert. Sie betrug 1964 mit 3,67 Millionen Tonnen schon fast das Vierfache der des Jahres 1948 (Abb. 30).

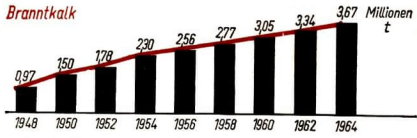


Abb. 30 Entwicklung der Branntkalkerzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

Wichtige Baumaterialien

1. Kalkmörtel. Eines der wichtigsten Baumaterialien ist der Kalkmörtel. Zu seiner Herstellung wird zunächst Branntkalk in Löschkalk umgewandelt.

Versuch 28: *Auf Kalziumoxid geben wir tropfenweise Wasser. Beschreibe, was du beobachtest! Wir setzen einige Tropfen Phenolphthaleinlösung hinzu. Was stellst du fest?*

Unter Erwärmung und Aufnahme von Wasser wandelt sich der Branntkalk in das **Kalziumhydroxid,** ein weißes Pulver, um:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2.$$

Dieser Vorgang wird als **Löschen** des Kalks bezeichnet. Das Reaktionsprodukt heißt **Kalkhydrat** oder **Löschkalk.**

Kalkmörtel wird aus Löschkalk, Sand als Zuschlagstoff und Wasser hergestellt. Er nimmt allmählich Kohlendioxid aus der Luft auf. Dabei setzt sich das Kalziumhydroxid zu Kalziumkarbonat um, während der Sand chemisch unverändert bleibt:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O.$$

Diese Umsetzung wird als **Abbinden** des Mörtels bezeichnet. Durch das Abbinden wird der Mörtel hart.

Zur Herstellung von Mörtel wird der Branntkalk gelöscht. Das Löschen des Kalks wird meist in Löschsilos durchgeführt. Unter starker Wärmeentwicklung (Temperatur bis 170 °C) verbindet sich der Branntkalk mit Wasser zu Löschkalk. Dabei verdampft ein Teil des Wassers. Neben dem Löschkalk kommt auch **Karbidkalkhydrat** in den Handel. Es entsteht als Nebenprodukt bei der Verarbeitung von Karbid im VEB Chemische Werke Buna, Schkopau.

Bei der Bereitung des Mörtels wird der Löschkalk mit drei bis vier Raumteilen Sand unter Zusatz von Wasser gemischt. Der Sand hat die Aufgabe, den Kalkmörtel porös und luftdurchlässig zu machen. Das ist für das Abbinden wichtig.

Der Mörtel wird zum Mauern und Putzen verwendet. Unter der Einwirkung des Kohlendioxids der Luft bindet der Mörtel ab. Dabei wird Wasser abgegeben, und der Mörtel erhärtet.

Beim Erhärten des Mörtels müssen sowohl das zur Bereitung des Mörtels verwendete Wasser als auch das Wasser, das durch die chemische Umsetzung frei wird, verdunsten. Deshalb sind in Neubauwohnungen die Wände anfangs feucht.

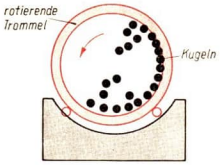


Abb. 32 Schematische Darstellung einer Rohrmühle

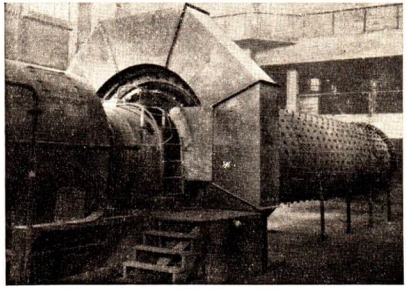


Abb. 31 Rohrmühle im VEB Kalk-, Zement- und Betonwerke Rüdersdorf

2. Zement. Kalkmörtel kann nicht bei allen Bauten verwendet werden. Zum Bau von Brückenpfeilern und Staudämmen ist er zum Beispiel nicht geeignet, da er für diese Zwecke eine zu geringe Festigkeit aufweist und nur an der Luft erhärtet. In solchen Fällen werden Baumaterialien verwendet, zu deren Herstellung Zement erforderlich ist.

Je nach den Rohstoffen und den Bedingungen für die Herstellung unterscheidet man verschiedene Arten von Zement. Eine der wichtigsten ist der **Portlandzement.**

Ausgangsstoffe für die Herstellung von Portlandzement sind vor allem Kalkstein und Ton. Auch Mergel kann verwendet werden. *Warum?*

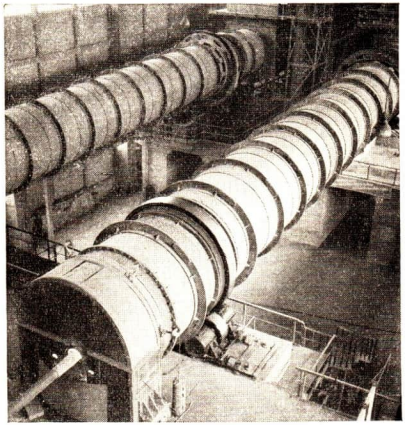


Abb. 33 Drehrohröfen im VEB Kalk-, Zement- und Betonwerke Rüdersdorf

Die Ausgangsstoffe werden zunächst aufbereitet. Etwa 70% Kalkstein und 27% Ton werden in **Rohrmühlen** (Abb. 31) fein gemahlen und gemischt. Eine Rohrmühle besteht im wesentlichen aus einem rotierenden Rohr, in dem sich zahlreiche Stahlkugeln befinden (Abb. 32). Durch die Drehbewegung werden die in die Rohrmühle eingesetzten Stoffe von den herabfallenden Kugeln zerschlagen und schließlich fein

zerkleinert. Man erhält das **Rohmehl,** das vor seiner weiteren Verarbeitung unter Zusatz von Wasser zu etwa haselnußgroßen Kugeln verformt wird.

Der Brennprozeß wird in **Drehrohröfen** (Abb. 33) durchgeführt, die die Form eines Rohres haben. Sie bestehen aus einem Stahlblechmantel mit feuerfester Ausmauerung. Ihre Länge beträgt 40 bis 150 m, der Durchmesser 2 bis 4 m. Das Rohr ist leicht geneigt und wird langsam um seine Längsachse gedreht.

Zur Heizung des Drehrohrofens wird am unteren Ende durch ein Rohr Kohlenstaub eingeblasen. Durch die Verbrennung des Kohlenstaubes wird die für den Brennprozeß erforderliche hohe Temperatur von 1400 bis 1500 °C erzielt. Die Verbrennungsgase verlassen das Rohr am oberen Ende.

Der Drehrohrofen wird von oben her mit den Rohmehlkugeln beschickt. Durch die Drehung des Ofens bewegen sie sich den aufwärts strömenden heißen Gasen entgegen. Dadurch wird das Brenngut vorgewärmt und die Wärme der Brenn- und Verbrennungsgase ausgenutzt. Im Drehrohrofen findet also das **Gegenstromprinzip** Anwendung (Abb. 34).

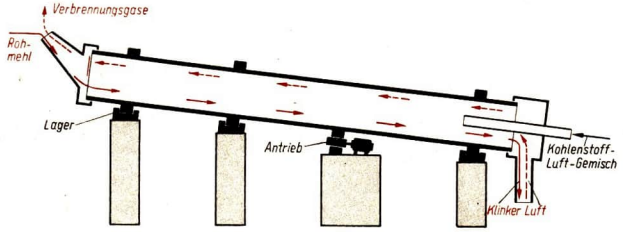


Abb. 34 Schematische Darstellung eines Drehrohrofens

Beim Brennen laufen zwischen den Ausgangsstoffen chemische Reaktionen ab. Dabei entstehen aus dem Brenngut kleine, steinharte Brocken, die **Klinker.** Der Brennprozeß erfolgt **kontinuierlich.** Er muß von den Arbeitern durch die Entnahme von Proben der Verbrennungsgase und der Klinker sorgfältig überwacht werden. In einem modernen vollautomatischen Zementwerk bedienen die Arbeiter von einem Schaltraum aus die Anlagen.

Die Klinker werden in einer Kühltrommel im Luftstrom abgekühlt. Die aus der Trommel austretende vorgewärmte Luft führt man der Kohlenstaubfeuerung des Drehrohrofens als Verbrennungsluft zu. Die abgekühlten Klinker werden unter Zugabe von Gips staubfein gemahlen. In dieser Form kommt der Portlandzement in den Handel.

Zum Transport von Zement werden neuerdings häufig **Silowagen** verwendet. Die Vorteile gegenüber dem bisher üblichen Versand des Zements in Papiersäcken bestehen darin, daß das Verladen wesentlich schneller und ohne jede körperliche Anstrengung erfolgt. Außerdem fallen Verluste durch Verschütten weg.

Hochofenzement und **Eisenportlandzement** enthalten etwa 70% beziehungsweise 30% Hochofenschlacke, die bei der Roheisenerzeugung in den Hüttenwerken als Neben-

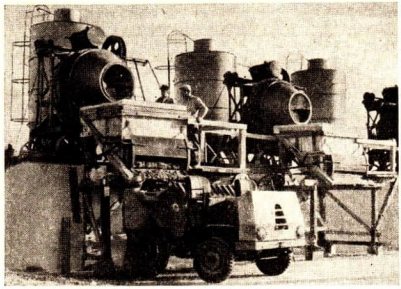


Abb. 35 Betonmischanlage

produkt anfällt. Hochofenschlacke wird zum Beispiel im VEB Hüttenzementwerk Ost, Eisenhüttenstadt, der unmittelbar neben dem VEB Eisenhüttenkombinat Ost gebaut wurde, zu Zement verarbeitet.

Als Bindemittel wird Zement ähnlich wie Löschkalk bereitet. Er hat aber andere Eigenschaften, die auf dem Zusatz von Ton oder Hochofenschlacke beruhen.

Zur Bereitung von **Zementmörtel** wird ein Teil Zement mit etwa drei Teilen Sand unter Beigabe von Wasser zu einem Brei vermischt. Der Zementmörtel verfestigt sich unter Aufnahme von Wasser und wird allmählich hart. Da er zum Abbinden kein Kohlendioxid braucht, kann er auch zu Wasserbauten verwendet werden. In diesem Falle nimmt man weniger Sand (1 Teil Zement auf 1 bis 2 Teile Sand).

Zementmörtel dient nicht nur wie Kalkmörtel als Bindemittel, sondern auch als selbständiges Baumaterial. Man stellt daraus Bauteile wie Säulen, Träger, Blocksteine, Platten und Röhren her.

Durch Vermengen von Zement mit Kies oder Schotter erhält man das wichtige Baumaterial **Beton.** Das Gemisch von Zement und Zuschlagstoffen wird in Mischmaschinen (Abb. 35) mit Wasser angerührt und dann in Verschalungen eingestampft oder in Holzformen gegossen.

Vielfach werden Stahlstäbe oder Stahldrahtgeflecht in den Beton eingebettet (Abb. 36). Dadurch erhält er besondere Zugfestigkeit. Beton mit solchen Einlagerungen heißt **Stahlbeton.**

Beton ist das wichtigste Baumaterial für Großbauten aller Art. Aus ihm werden zum Beispiel Staudämme, Schleusenanlagen und Brücken errichtet. Seit einiger Zeit stellt man auch Eisenbahnschwellen aus Beton her.

Abbildung 37 gibt einen Überblick über die Herstellung und Verarbeitung von Branntkalk und Zement.

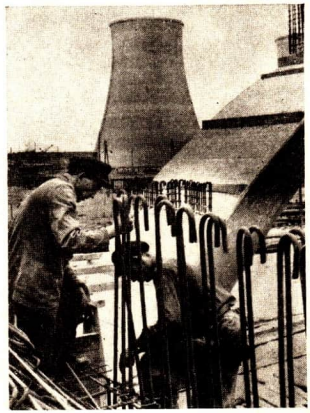


Abb. 36 Herstellung von Stahlbeton beim Aufbau des VEB Kombinat „Schwarze Pumpe"

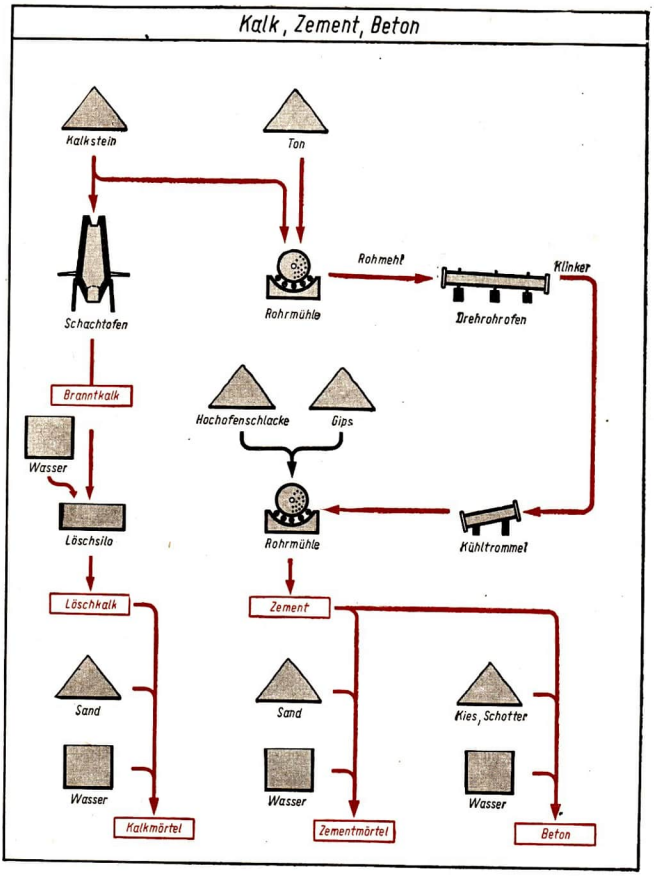


Abb. 37 Herstellung von Kalkmörtel, Zementmörtel und Beton (schematische Darstellung)

Die Baumaterialindustrie der Deutschen Demokratischen Republik

Die Baumaterialindustrie hat für den sozialistischen Aufbau der Deutschen Demokratischen Republik ganz besondere Bedeutung. Bei der Entwicklung unserer Republik seit ihrem Bestehen spielte die gesamte Bautätigkeit eine hervorragende Rolle. Große Industriewerke, wie der VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, die Großkokerei des VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer, der VEB Bergbau- und Hüttenkombinat Calbe/Saale, Kraftwerke, das Talsperrensystem im Gebiet der Bode und viele andere Werke und Anlagen wurden zumeist bereits in den ersten Jahren des Bestehens unserer Deutschen Demokratischen Republik vollständig neu erbaut. Die im zweiten Weltkrieg zerstörten Betriebe wurden wiederaufgebaut und erweitert, aus den Trümmerbergen der Städte wuchsen moderne Wohnviertel empor; neue Wohnsiedlungen und Städte, wie zum Beispiel Eisenhüttenstadt, entstanden. Alle diese Bauten erforderten riesige Mengen Baustoffe. Besonders wichtig hierbei war die Produktion von Zement. Die Arbeiter, Ingenieure und Techniker unserer Baumaterialindustrie hatten daher in den vergangenen Jahren große Aufgaben bei der weiteren Entwicklung der Zementerzeugung zu erfüllen. Ihren Anstrengungen ist es zu verdanken, daß die Zementproduktion von 0,94 Millionen Tonnen im Jahre 1948 auf 5,43 Millionen Tonnen im Jahre 1962 gesteigert werden konnte (Abb. 38).

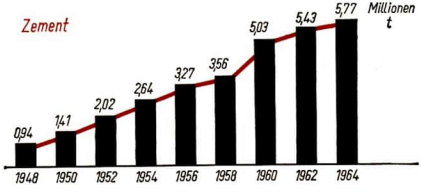


Abb. 38 Entwicklung der Zementproduktion in der Deutschen Demokratischen Republik

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt über ausreichende Mengen Rohstoffe für die Erzeugung von Zement. Unsere bedeutendsten Zementwerke sind der VEB Kalk-, Zement- und Betonwerke Rüdersdorf, der VEB Zementwerk Karsdorf (Unstrut), der VEB Zementwerk Nienburg (Saale) und der VEB Hüttenzementwerk Ost, Eisenhüttenstadt. Darüber hinaus wird Zement noch von acht weiteren Werken geliefert.

Entsprechend den Plänen zur Entwicklung unserer Volkswirtschaft werden zahlreiche neue Industriewerke, zum Beispiel der VEB Erdölverarbeitungswerk Schwedt (Oder), das Werk Leuna II, das Kombinat „Schwarze Pumpe" bei Hoyerswerda, das Chemiefaserwerk in Wilhelm-Pieck-Stadt Guben, das Stahl- und Walzwerk im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt und das Großkraftwerk Lübbenau neu errichtet.

In den nächsten Jahren werden die Zentren der Großstädte, wie in der Hauptstadt der Deutschen Demokratischen Republik, Berlin, in Leipzig, Dresden usw. weiter aufgebaut.

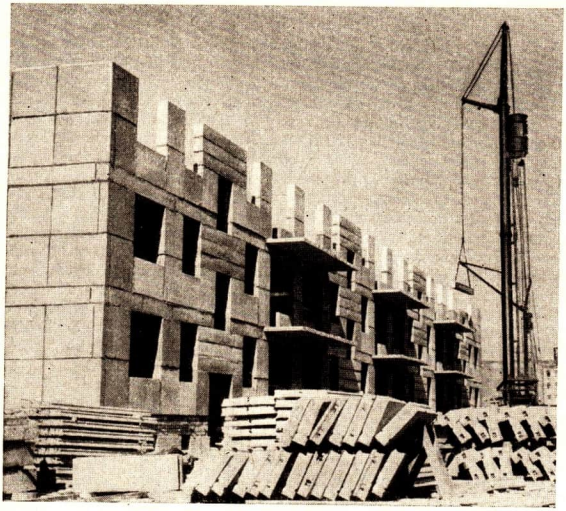


Abb. 39 Großblockbaustelle in der Hauptstadt der Deutschen Demokratischen Republik, Berlin

Zur Unterstützung unserer sozialistischen Landwirtschaft werden in den Dörfern unserer Republik Stallgebäude, Futtersilos, Speicher und andere Nutzbauten, darüber hinaus moderne, mehrgeschossige Wohnhäuser errichtet.

Zur Erfüllung aller dieser Aufgaben muß die Baumaterialproduktion weiter gesteigert werden. In den vergangenen Jahren wurden bereits neue, mit modernen technischen Anlagen ausgestattete Zementwerke errichtet: ein drittes Zementwerk im VEB Kalk-, Zement- und Betonwerke Rüdersdorf und ein zweites Zementwerk im VEB Zementwerk Karsdorf (Unstrut). Weitere Zementwerke sind im Bau.

Das umfangreiche Bauprogramm unserer Republik kann nicht mit den althergebrachten Baumethoden bewältigt werden, da diese zuviel Arbeitskräfte benötigen und zu langsam zum Ziele führen. Unser Bauwesen geht deshalb zur Industrialisierung über. In vielen Städten unserer Republik werden Wohnviertel in der **Großblockbauweise** errichtet (Abb. 39). Bei dieser Bauweise verwendet man Bauteile aus Beton (Großblöcke) an Stelle von Ziegeln. Diese Teile werden in Betonwerken hergestellt. Die Mechanisierung bei der Herstellung von Betonbauteilen trägt wesentlich dazu bei, den Wohnungsbau in unserer Republik zu beschleunigen.

Die Betonbauteile werden von den Betonwerken aus zu den Baustellen transportiert, dort zusammengefügt und mit Mörtel verbunden. Moderne Krananlagen

erleichtern die Montagearbeiten. Der Vorteil der Großblockbauweise gegenüber der Ziegelbauweise geht schon daraus hervor, daß der Arbeitsaufwand um mehr als die Hälfte niedriger ist.

Ein weiterer Schritt bei der Industrialisierung des Bauwesens ist die Anwendung der **Großplattenbauweise** (Abb. 40). Sie wurde zunächst in einigen Städten unserer Republik, zum Beispiel beim Aufbau der Wohnstadt des Kombinats „Schwarze Pumpe" in Hoyerswerda, mit Erfolg erprobt und wird heute bei vielen Neubauten in unserer Republik angewandt. Bei dieser Bauweise werden die Häuser aus großen Platten montiert. Diese Platten haben die Länge und Höhe eines Zimmers und sind bereits mit Fenstern oder Türöffnungen versehen. Die Bauelemente werden in Betonwerken industriell erzeugt.

Die zahlreichen Industriebauten unserer Republik werden zum größten Teil in der **Skelettbauweise** errichtet. Bei dieser Bauweise wird ein Gerüst aus Stahlbetonteilen montiert. Es hat die Aufgabe, das Gebäude zu tragen. In das Skelett werden die Wände aus leichteren Baustoffen eingebaut. Auch im ländlichen Bauwesen wird die Skelettbauweise angewandt (Abb. 41).



Abb. 40 Großplattenbaustelle in Hoyerswerda



Abb. 41 Montage eines Stallgebäudes aus Stahlbetonteilen in der LPG Brüsewitz (Landkreis Schwerin)

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Stelle deine Kenntnisse über den elementaren Kohlenstoff in einer Tabelle nach folgendem Muster zusammen:*

Modifikation	*Eigenschaften*	*Verwendung*

2. *Stelle die Reaktionsgleichungen für folgende chemische Vorgänge unter Berücksichtigung der Zweiatomigkeit der gasförmigen Elemente auf:*
   a) Oxydation von Schwefel
   b) Oxydation von Magnesium
   c) Oxydation von Kohlenstoff
   d) Oxydation von Eisen zu Eisen(II)-oxid und zu Eisen(III)-oxid
   e) Oxydation von Phosphor

3. *Beschreibe, wie du Kohlendioxid nachweist! Zeichne die Versuchsanordnung! Gib die Gleichung für die Reaktion an!*
4. *Vergleiche die Eigenschaften des Kohlenmonoxids und des Kohlendioxids!*
5. *In einer Reparaturwerkstatt für Kraftfahrzeuge steht auf einem Schild: „Beim Laufen der Motoren Türen auf!" Begründe diese Vorschrift!*
6. *Erläutere die Vorgänge im Kohlenofen an Hand einer selbstgefertigten Skizze! Gib die Gleichungen für die chemischen Vorgänge in den verschiedenen Zonen des Ofens an! Welche Bedienungsfehler können zur Vergiftung mit Kohlenmonoxid führen?*
7. *Erläutere, worauf die Wirkung eines Naßfeuerlöschers beruht!*
   Beschreibe diesen Feuerlöscher und seine Handhabung!
   Erkläre Wirkungsweise und Einsatz anderer Arten von Feuerlöschern!
   Wo befinden sich in dem Betrieb, den du am Unterrichtstag in der Produktion besuchst, Feuerlöscher? Wie werden sie bedient?
8. *Stelle die dir bekannten Salze der Kohlensäure in einer Übersicht nach folgendem Muster zusammen:*

Name	*Formel*	*Eigenschaften*	*Verwendung*

9. *Sprich über Vorkommen und Bedeutung des Kalksteins in der Deutschen Demokratischen Republik!*
10. *Beschreibe die Erzeugung von Branntkalk im Schachtofen nach folgendem Schema:*
    a) Aufbau des Ofens,
    b) Beschickung,
    c) Luftzufuhr,
    d) Chemische Vorgänge,
    e) Produkte!
11. *Beschreibe die Verwendung des Kalkmörtels beim Hausbau!*
    Erläutere die chemischen Vorgänge!
12. *Beschreibe die Herstellung von Portlandzement!*
13. *Erläutere die Verwendung des Zements in der modernen Bautechnik!*

14. *Suche aus den Reaktionsgleichungen im Text diejenigen heraus, die folgende Arten von Reaktionen darstellen:*
    a) Oxydationen,
    b) Oxydations-Reduktions-Reaktionen,
    c) Basenbildungen,
    d) Säurebildungen,
    e) Salzbildungen!
15. *Sprich über Aufgaben im Bauwesen der Deutschen Demokratischen Republik!*
16. *Sprich über die neuen Methoden im Bauwesen der Deutschen Demokratischen Republik!*
17. *Besuche Baustellen in deinem Heimatort und der näheren Umgebung! Stelle fest, welche neuen Baumethoden angewandt werden! Erkundige dich, welche Einsparungen*
    a) an menschlicher Arbeitskraft,
    b) an Bauzeit
    gegenüber alten Methoden möglich sind!
    Löse diese Aufgabe gemeinsam mit anderen Schülern, indem ihr verschiedene Baustellen besucht! Vergleicht die Ergebnisse und wertet sie aus!
18. *Wände in Neubauten sollen in den ersten Jahren nicht tapeziert werden. Begründe das!*



Transport von Braunkohlenbriketts

Tag und Nacht rollen Eisenbahnzüge mit Kohlen über die Schienenstränge. Sie bringen Rohbraunkohle, Braunkohlenbriketts und Steinkohle in alle Teile unserer Republik. In den Kraftwerken, Gaswerken, in vielen anderen Industriebetrieben und in den Haushalten, überall wird Kohle gebraucht. Die Kohle ist unser „schwarzes Gold".

2. KAPITEL

Die Kohlen – feste und gasförmige Brennstoffe

Entstehung der Kohlen

Die in der Natur vorkommenden Kohlenarten werden **Mineralkohlen** oder auch **fossile**[1]) **Kohlen** genannt. Man unterscheidet Torf, Braunkohle und Steinkohle.

Die Mineralkohlen bestehen nicht aus reinem Kohlenstoff, sondern enthalten auch Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Schwefel, außerdem Wasser und weitere unverbrennbare Bestandteile. Torf, Braunkohle und Steinkohle unterscheiden sich in ihrer Zusammensetzung und im Alter.

Bei genauer Betrachtung eines Stückes **Torf** erkennt man, daß es aus miteinander verfilzten Pflanzenresten besteht. Eine Reihe von Braunkohlenarten zeigt ein

[1]) fossum (lateinisch) = ausgegraben

holziges Gefüge. Auch bei der Steinkohle kann man die pflanzliche Herkunft nachweisen.

Wenn abgestorbene Pflanzen durch darüberliegende Schlammschichten, Wasser oder eine neue, dichte Pflanzendecke vollständig von der Luft abgeschlossen sind, so findet ein Zersetzungsprozeß statt. Dieser spielt sich zum Beispiel in den Torfmooren ab.

Bei der Zersetzung von Moosen, Schilf, Gräsern und anderen Pflanzen in Sümpfen und Mooren bilden sich Gase, die aus Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff bestehen. Diese Gase entweichen. Der Gehalt der pflanzlichen Reste an Wasserstoff und Sauerstoff nimmt dabei stärker ab als der Kohlenstoffgehalt, da die Gase mehr Sauerstoff und Wasserstoff als Kohlenstoff enthalten. Der prozentuale Gehalt an Kohlenstoff wird also größer. Es entsteht Torf. Ein solcher Zersetzungsprozeß heißt **Inkohlung.**

Ähnlich wie die Torfbildung, die wir heute noch beobachten können, müssen wir uns die Entstehung von Braunkohlen und Steinkohlen in vergangenen Zeiten der Erdgeschichte durch Inkohlung vorstellen. Damals gab es auf der Erde noch keine Menschen. Wir wissen jedoch durch die Untersuchungen der Kohlenlagerstätten, durch Funde von pflanzlichen und tierischen Resten in Kohlenflözen und durch die Erkenntnisse der Chemie, wie die Kohlen entstanden sind.

Die Entstehung der deutschen **Braunkohlenlager** begann vor etwa 50 Millionen Jahren. Riesige Urwälder bedeckten damals den Boden Mitteleuropas. Sie bestanden überwiegend aus zahlreichen Arten von Laubbäumen und Nadelhölzern. Diese Blütenpflanzen bildeten den größten Teil des pflanzlichen Materials für die Entstehung der Braunkohlen. Im Verlauf längerer Zeiträume erfolgte in den sumpfigen Urwaldgebieten die Ablagerung und Inkohlung der pflanzlichen Reste. Die Braunkohlen wurden später von Deckschichten aus Kiesen, Sanden und Tonen überlagert.

Die mitteleuropäische **Steinkohle** ist älter als die Braunkohle. Ihre Bildung reicht etwa 250 Millionen Jahre zurück. Im Gegensatz zur Braunkohle ist sie fast ausschließlich aus Sporenpflanzen entstanden. In den Urwäldern jener Zeit gab es baumhohe Farne, Bärlappe und Schachtelhalme. Die Pflanzenreste aus der Steinkohlenzeit wurden von mächtigen Gesteins- und Erdschichten bedeckt. Dadurch waren sie höheren Drücken und höheren Temperaturen ausgesetzt als das pflanzliche Material, das die Braunkohle bildete.

Die Kohlenarten sind aus unterschiedlichen Pflanzenarten und unter jeweils anderen Bedingungen entstanden. Das erklärt ihre unterschiedliche Beschaffenheit. Die Inkohlung ist bei der Steinkohle am weitesten fortgeschritten. Die Steinkohle hat mit etwa 83% den größten Kohlenstoffgehalt. Es folgen die Braunkohle mit etwa 68% und der Torf mit etwa 58% Kohlenstoff[1]). Die Heizwerte der Kohlen sind vom Kohlenstoffgehalt und vom Wassergehalt abhängig.

Torf, Braunkohle und Steinkohle sind aus abgestorbenen Pflanzenteilen durch Inkohlung entstanden.

Tabelle 3 gibt einen Überblick über die Kohlenarten.

[1]) Die Angaben beziehen sich auf wasserfreies Material.

Tabelle 3. Kohlenarten

Art	Alter	Herkunft	Entstehungsbedingungen	Kohlenstoffgehalt der wasserfreien Kohle	Heizwert in $\frac{kcal}{kg}$
				(im Mittel)	
Torf	bis 25 000 Jahre	Torfmoose, saure Gräser	Erdoberfläche von Wasser bedeckt	58%	lufttrocken 2700 bis 3500
Braunkohle	etwa 50 bis 60 Millionen Jahre	Blütenpflanzen (Laubbäume, Nadelhölzer)	Nähe der Erdoberfläche	68%	Rohkohle 1500 bis 3500
Steinkohle	etwa 250 bis 300 Millionen Jahre	Sporenpflanzen (Farne, Schachtelhalme, Bärlappe)	große Tiefe, hoher Druck, hohe Temperatur	83%	7000 bis 8000

Vorkommen und Gewinnung der Kohlen

1. Torf. Torf kommt in den Torfmooren vor. In der Deutschen Demokratischen Republik gibt es Torfmoore hauptsächlich in den nördlichen Bezirken und im Erzgebirge. Der Torf wird im Tagebau nach Entfernung der oberen Erdschicht in quaderförmigen Stücken ausgestochen. Frisch gestochener Torf enthält etwa 90% Wasser. Er wird an der Luft getrocknet. Dadurch sinkt der Wassergehalt bis auf etwa 25%.

Der getrocknete Torf wird in den Torfgebieten als Brennstoff verwendet. Zerkleinerter und zu Ballen gepreßter Torf dient als **Torfmull** in den Gärtnereien zur Anreicherung des Bodens mit Humus. In der Industrie wird Torf als Isolierstoff und zur Herstellung von aktiver Kohle verwendet.

Torf wird im Tagebau ausgestochen. Er dient nach Trocknung vor allem als Brennstoff.

2. Braunkohle. Braunkohle wird in zahlreichen Ländern der Erde gefunden. Die Deutsche Demokratische Republik besitzt ausgedehnte Braunkohlenlager in Thüringen, Sachsen und in der Niederlausitz. Bedeutende Braunkohlenabbaugebiete liegen im Geiseltal, bei Aschersleben, Nachterstedt, Halle, Köthen, Zeitz, Weißenfels, Altenburg, Borna, Bitterfeld, Berzdorf, Senftenberg, Welzow und Hoyerswerda („Schwarze Pumpe"). Abbildung 42 (Seite 48) gibt einen Überblick über die wichtigsten Kohlenlager der Deutschen Demokratischen Republik.

Die Braunkohlenschichten, **Flöze** genannt, befinden sich meist in geringer Tiefe. Die darüberliegende Erdschicht, das Deckgebirge oder der **Abraum,** wird abgetragen, so daß man die Braunkohle im Tagebau gewinnen kann.

Deckgebirge und Flöze müssen beim Abbau entwässert werden. Dadurch werden Gefahrenquellen im Tagebau (Wassereinbrüche, Erdrutsche) beseitigt. Außerdem

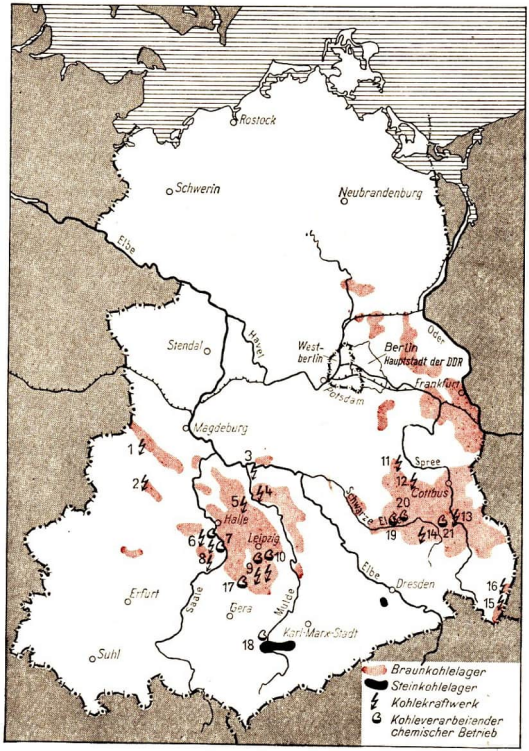


Abb. 42 Die wichtigsten Kohlenlager, Kraftwerke und kohleverarbeitenden Chemiewerke der Deutschen Demokratischen Republik

Kraftwerke: 1 Harbke; 2 Nachterstedt; 3 Vockerode; 4 Zschornewitz; 5 Bitterfeld; 6 Schkopau; 7 Leuna; 8 Groß-Kayna; 9 Böhlen; 10 Espenhain; 11 Lübbenau; 12 Vetschau (im Aufbau); 13 Trattendorf; 14 Lauta; 15 Hirschfelde; 16 Berzdorf.

Kohleverarbeitende Chemiewerke: 6 VEB Chemische Werke Buna Schkopau; 7 VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht"; 9 VEB Kombinat „Otto Grotewohl" Böhlen; VEB Kombinat Espenhain; 17 VEB Hydrierwerk Zeitz; 18 VEB Steinkohlenwerk „Karl Marx" Zwickau; VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer; 20 VEB Synthesewerk Schwarzheide; 21 VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" (im Ausbau)

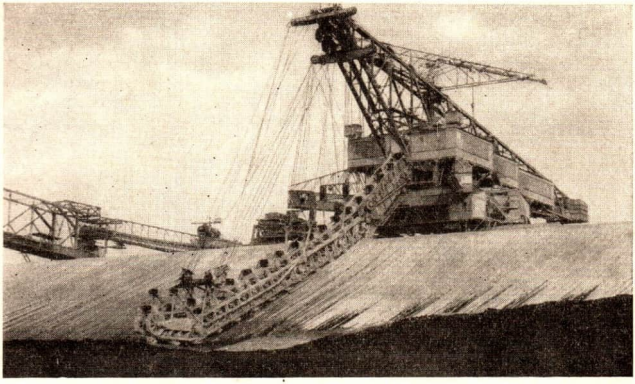


Abb. 43 Eimerkettenbagger im Tagebau des VEB Braunkohlenwerk „Franz Mehring" (Senftenberger Revier)

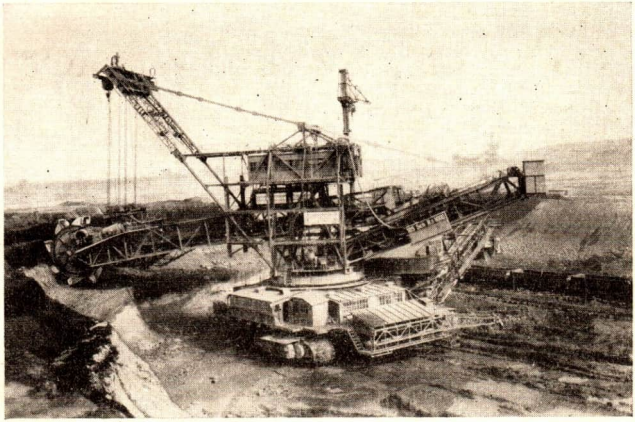


Abb. 44 Schaufelradbagger, gebaut vom VEB Schwermaschinenbau Lauchhammerwerk

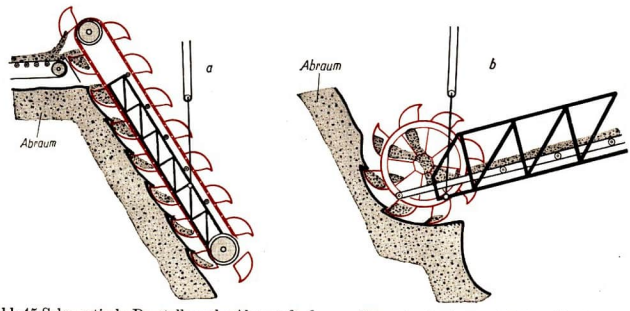


Abb. 45 Schematische Darstellung der Abraumförderung a) Eimerkettenbagger b) Schaufelradbagger

benötigt die geförderte Braunkohle dann zum Trocknen kürzere Zeit. Zur Entwässerung werden Tiefbrunnen, Entwässerungsschächte und Entwässerungsstrecken angelegt, in denen sich das Wasser sammelt und dann mit Hilfe von Pumpen gehoben werden kann.

Der Abraum wird mit Baggern abgetragen. Am häufigsten werden dazu **Eimerkettenbagger** (Abb. 43) und **Schaufelradbagger** (Abb. 44) eingesetzt. Abbildung 45 zeigt die Wirkungsweise beider Baggerarten.

Der Abraum wird in besonderen **Abraumzügen** transportiert und dient zum Ausfüllen bereits abgebauter Stellen des Tagebaus. In vielen Tagebauen ist die Abraumförderung durch die Anwendung von **Abraumförderbrücken** (Abb. 46) noch weitergehend mechanisiert. Die Abraumförderbrücke spannt sich quer über den Tagebau und ist in dessen Längsrichtung auf Schienen fahrbar. Transportbänder befördern den Abraum auf die gegenüberliegende, bereits abgebaute Seite des Tagebaus. Abbildung 47 zeigt die Wirkungsweise einer Abraumförderbrücke.

Die freigelegte Braunkohle wird mit Baggern abgebaut und in Großraumwagen abgefahren (Abb. 48). Als Zugmaschinen dienen wegen ihrer großen Wirtschaftlichkeit moderne Elektrolokomotiven. Die Braunkohle wird in Kohlenzügen über kilometerlange Gleisstrecken zum **Rohkohlebunker** gefahren.

Die Gleisanlagen müssen in dem Maße, wie der Abbau fortschreitet, verlegt werden. Durch **Gleisrückmaschinen** und andere Geräte ist diese Arbeit weitgehend mechanisiert. Die vielen Gleise, Oberleitungsdrähte und Züge geben einem Braunkohlentagebau sein besonderes Gepräge.

In neu erschlossenen Tagebauen wird die Braunkohle vielfach auf **Transportbändern** zu den Rohkohlebunkern befördert. Dadurch erübrigt sich ein Teil der Gleisbauarbeiten.

Braunkohle liegt meist in geringer Tiefe und wird im Tagebau gewonnen. Der Braunkohlentagebau setzt sich im wesentlichen aus drei Betriebsteilen zusammen: dem Entwässerungsbetrieb, dem Abraumbetrieb und der Kohlegewinnung.

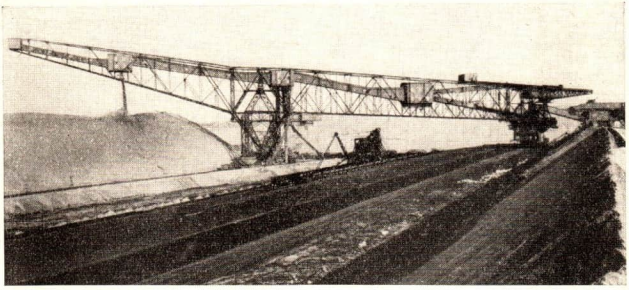


Abb. 46 Abraumförderbrücke in einem Braunkohlentagebau unserer Republik

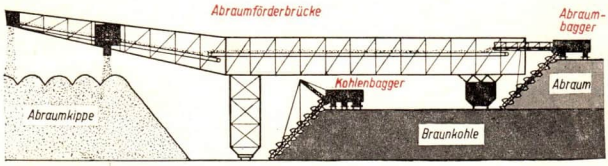


Abb. 47 Schematische Darstellung einer Abraumförderbrücke

Trotz des Einsatzes moderner Maschinen und Geräte ist die Arbeit im Braunkohlentagebau schwer. Vor allem im Winter führen die Werktätigen in den Tagebauen einen ständigen Kampf um die Kohle. Bei Schneefall oder Regen sind die Gleisbauarbeiten durch den aufgeweichten, schlammigen Boden besonders erschwert. Bei strengem Frost müssen die Schwierigkeiten überwunden werden, die sich durch das Gefrieren des Abraums und der Kohle ergeben. Durch die Einsatzbereitschaft jedes Arbeiters und die sozialistische Hilfe vieler freiwilliger Helfer aus anderen Betrieben werden jedoch alle diese Schwierigkeiten überwunden und die Planerfüllung gesichert.

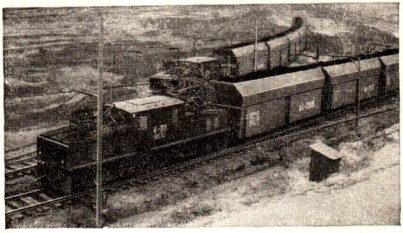


Abb. 48 Braunkohlenzüge in einem Tagebau des VEB Braunkohlenwerk Golpa

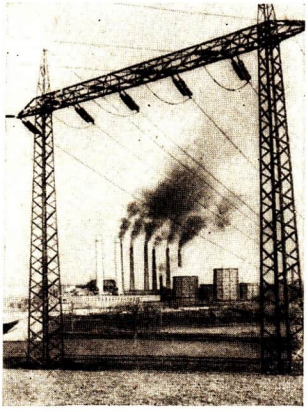


Abb. 49 Großkraftwerk Hirschfelde

Die geförderte Rohbraunkohle ist wegen ihrer unterschiedlichen Stückgröße zur weiteren Verwendung noch nicht geeignet. Sie wird deshalb zunächst durch Zerkleinern und Abziehen bestimmter Korngrößen aufbereitet.

Rohbraunkohle enthält im Durchschnitt etwa 40% brennbare Substanz, 5% Asche und 55% Wasser. Der Transport der Rohbraunkohle über größere Entfernungen zum Verbraucher ist wegen des hohen Wassergehaltes unvorteilhaft.

Berechne, wieviel Tonnen Wasser beim Transport eines Waggons mit 15 Tonnen Rohkohle mitbefördert werden müssen!

Ein großer Teil der aufbereiteten Braunkohle wird daher zu **Briketts** gepreßt (brikettiert). In den Brikettfabriken wird die Rohbraunkohle zunächst gemahlen, mit Hilfe von Heizdampf getrocknet und dann in Brikettpressen unter einem Druck von 1000 bis 1500 Atmosphären brikettiert. Braunkohlenbriketts enthalten etwa 74% brennbare Substanz, 9% Asche und nur 17% Wasser. Ihr Heizwert beträgt im Durchschnitt 5000 $\frac{\text{kcal}}{\text{kg}}$.

Vergleiche den Heizwert von Braunkohlenbriketts mit dem von Rohbraunkohle!

Braunkohlenbriketts dienen jedoch nicht nur als Brennstoff, sondern sind auch Ausgangsstoff für die Verkokung und andere chemisch-technische Verfahren.

Rohbraunkohle wird in beträchtlichen Mengen auch zur Elektroenergieerzeugung verwendet. In den Braunkohlengebieten unserer Republik sind daher zahlreiche Kraftwerke entstanden (Abb. 49). Abbildung 42 (Seite 48) gibt einen Überblick über unsere bedeutendsten Braunkohlen-Großkraftwerke.

Vielfach sind Braunkohlentagebaue und Verarbeitungsbetriebe, wie Brikettfabriken, Kraftwerke, Kokerei usw., zu einem **Braunkohlenkombinat** zusammengeschlossen. Die bedeutendsten Braunkohlenkombinate der Deutschen Demokratischen Republik sind der VEB Kombinat „Otto Grotewohl" Böhlen, der VEB Kombinat Espenhain, der VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer und der neue, im Ausbau befindliche VEB Kombinat „Schwarze Pumpe".

3. Steinkohle. Die größten Steinkohlenvorkommen der Welt liegen in der Sowjetunion, in den Vereinigten Staaten von Amerika, in der Volksrepublik China, in der Volksrepublik Polen, in England, Westdeutschland, Frankreich und Belgien. Die Deutsche Demokratische Republik hat kleinere Vorkommen im Gebiet von Zwickau-Oelsnitz und bei Freital (Abb. 42, Seite 48).

Die Steinkohlenflöze liegen bis über 1000 m tief in der Erde. Sie müssen daher im **Tiefbau** abgebaut werden.

Abbildung 50 zeigt den Aufbau eines Steinkohlenbergwerks. In das Innere des Bergwerks führt der **Förderschacht,** in dem mit Förderkörben Bergarbeiter und auch die Förderwagen, **Hunte** genannt, befördert werden.

In den Steinkohlenbergwerken entströmen den Gesteinsspalten vielfach brennbare und giftige Gase. Daher ist eine ständige Frischluftzufuhr notwendig. Die Frischluft gelangt durch den Förderschacht in die Grube. Die Gase sowie die verbrauchte Luft werden mit großen Ventilatoren durch einen zweiten Schacht abgesaugt. Luft und Gase werden im Bergbau als Wetter bezeichnet. Der zur Lüftung dienende Schacht heißt daher **Wetterschacht.** Vom Förderschacht aus führen Strecken zu den Abbaustätten **vor Ort.** Die Strecken werden mit Holz oder Stahl abgestützt.

Die Steinkohlenförderung ist heute weitgehend mechanisiert. In vielen Fällen wird die Steinkohle mit dem **Preßlufthammer** abgebaut (Abb. 51).

Durch die **Schrämmaschine** wird der Abbau wesentlich erleichtert. Der wichtigste Teil dieser Maschine ist die auf einem Rahmen umlaufende Schrämkette, die mit kräftigen Zähnen aus Hartmetall besetzt ist. Beim Betrieb der Maschine reißt die Schrämkette ständig kleine Kohlestückchen

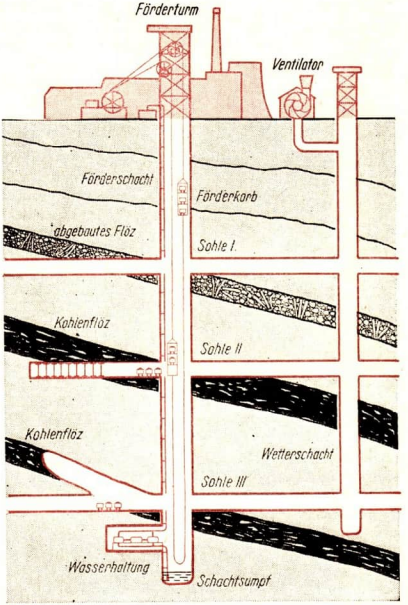


Abb. 50 Schnitt durch ein Steinkohlenbergwerk



Abb. 51 Steinkohlenabbau mit dem Preßlufthammer

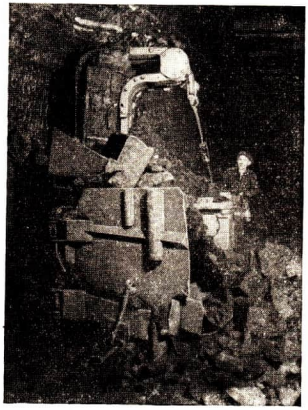


Abb. 52 Kohlenkombine

ab, so daß in kurzer Zeit tiefe Einschnitte (Schräme) im Flöz entstehen. Diese parallel zur Sohle angelegten Einschnitte erleichtern das Abbrechen der Kohle.

Eine Weiterentwicklung der Schrämmaschine ist die **Kohlenkombine**[1]) (Abb. 52). Die Kohlenkombine zerkleinert die abgerissenen Kohlestücke mechanisch und wirft sie maschinell auf ein Förderband. Diese moderne Maschine führt das Schrämen, Abbauen, Zerkleinern und Verladen der Steinkohle in einem Arbeitsgang aus. Auch in den Steinkohlenbergwerken der Deutschen Demokratischen Republik werden Schrämmaschinen und Kohlenkombines angewandt.

In steil verlaufenden Flözen können diese Maschinen nicht eingesetzt werden. Hier leistet der **Kohlenhobel** dem Menschen wertvolle Hilfe. Dieses Gerät arbeitet ähnlich wie ein Tischlerhobel. Es wird an die Kohle gedrückt und durch Ketten daran entlang gezogen. Dabei wird die Kohle schichtweise abgeschält.

Die durch den Abbau der Steinkohle entstandenen Hohlräume werden mit Gestein wieder ausgefüllt.

Der Abtransport der Kohle ist heute ebenfalls mechanisiert. Vom Abbauort wird die Steinkohle über Rutschen und Förderbänder (Abb. 53) nach den **Füllstellen** transportiert, wo sie in Hunte gefüllt wird. Die Hunte werden mit elektrischen Lokomotiven zum Förderschacht gezogen.

Über Tage werden die Hunte automatisch entladen. Sie kommen in **Kreiselwipper** (Abb. 54), die sich periodisch drehen. Dabei wird die Kohle aus den Hunten gestürzt (Abb. 55).

Durch die weitgehende Mechanisierung der Steinkohlengewinnung entfällt ein großer Teil der schweren

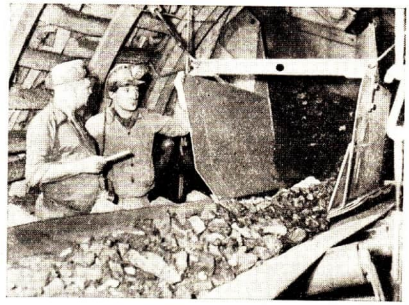


Abb. 53 Steinkohlen-Bandförderung im VEB Steinkohlenwerk „Martin Hoop", Zwickau

[1]) to combine (englisch) = verbinden, sprich: kombain.

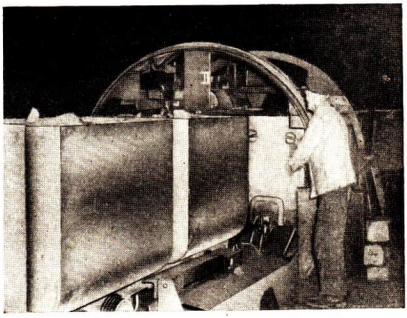


Abb. 54 Kreiselwipper im VEB Steinkohlenwerk Oelsnitz

körperlichen Arbeit der Bergleute. Außerdem wird eine beträchtliche Steigerung der Produktion erzielt.

Über Tage wird die Steinkohle aufbereitet. Sie wird durch Sieben und Waschen von dem beigemengten Gestein getrennt und in Stück-, Nuß-, Fein- und Staubkohle sortiert. Neben der **Feinkohle** finden **Stückkohle** und **Nußkohle** hauptsächlich in den Gaswerken, Kokereien und als Brennstoff für Lokomotivfeuerungen Verwendung. Die **Staubkohle** wird in besonders konstruierten Feuerungsanlagen verbrannt. Die Feinkohle wird oft auch nach Zusatz von Teerpech als Bindemittel zu Briketts geformt.

Bekannte Steinkohlenbergwerke der Deutschen Demokratischen Republik sind im Gebiet Zwickau-Oelsnitz der VEB Steinkohlenwerk „Karl Marx", der VEB Steinkohlenwerk „Martin Hoop" und der VEB Steinkohlenwerk Oelsnitz.

Vom Steinkohlenbergbau ging die **Aktivistenbewegung** in unserer Republik aus. Am 13. Oktober 1948 hatte der Bergarbeiter Adolf Hennecke vom VEB Steinkohlenwerk „Karl Liebknecht" in einer Achtstundenschicht 24,4 m³ Kohle gefördert, während seine Arbeitsnorm 6,3 m³ betrug. Diese Leistung von fast dem Vierfachen seiner Norm erzielte Hennecke vor allem durch seine wohlüberlegte planvolle Arbeitsweise.

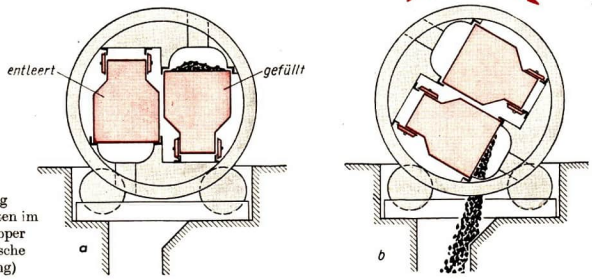


Abb. 55 Entleerung von Hunten im Kreiselwipper (schematische Darstellung)

Die Aktivistenbewegung breitete sich zunächst im Steinkohlenbergbau weiter aus, erfaßte aber bald alle Industriezweige und trug seitdem wesentlich zur Steigerung unserer Produktion bei. Jedes Jahr werden Tausende Werktätige, die beim sozialistischen Aufbauwerk in unserer Republik Hervorragendes leisteten, von unserem Arbeiter-und-Bauern-Staat als Aktivisten ausgezeichnet.

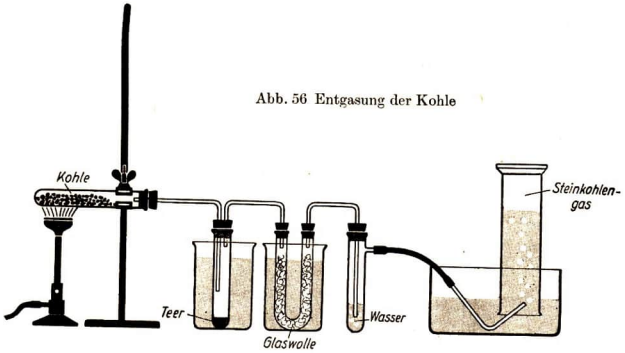
Steinkohle kommt in größeren Tiefen vor und wird im Tiefbau gewonnen.

Die Verkokung der Kohlen

1. Chemische Grundlagen. Wir haben bereits bei der Untersuchung des Verbrennungsvorganges festgestellt, daß beim Erhitzen von Steinkohle oder Braunkohle unter Luftabschluß brennbare Gase entweichen. Man nennt diesen Vorgang **Entgasung** oder **Verkokung.** Die Verkokung der Steinkohle soll nun näher untersucht werden.

Versuch 29: *Wir stellen die Versuchsanordnung nach Abbildung 56 zusammen. In dem schwer schmelzbaren Reagenzglas wird zerkleinerte Steinkohle stark erhitzt. Beobachte den Reaktionsablauf und beschreibe das Ausschen der verschiedenen Reaktionsprodukte!*

Abb. 56 Entgasung der Kohle



Beim Erhitzen der Steinkohle unter Luftabschluß entstehen Steinkohlenkoks, Steinkohlenteer, Ammoniak und Steinkohlengas. **Koks** besteht aus fast reinem elementarem Kohlenstoff. **Teer** ist eine meist dicke, braunschwarze Flüssigkeit von durchdringendem Geruch. **Ammoniak** ist eine gasförmige Verbindung aus Stickstoff und Wasserstoff, die in Wasser leicht löslich ist. Eine solche Lösung ist unter der Bezeichnung Salmiakgeist bekannt.

Versuch 30: *Wir entzünden das im Standzylinder aufgefangene Gas. Was beobachtest du? Wir geben Kalkwasser in den Zylinder und schütteln. Zum Vergleich schütteln wir in einem anderen Standzylinder Kalkwasser mit unverbranntem Steinkohlengas. Was schließt du aus deinen Beobachtungen?*

Das Steinkohlengas enthält außer Wasserstoff und etwas Stickstoff eine Reihe von Kohlenstoffverbindungen (Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen, Kohlenmonoxid und etwas Kohlendioxid).

In der Apparatur nach Abbildung 56 können wir auch Braunkohle entgasen. Wir erhalten dann **Braunkohlenkoks,** außerdem eine braune Flüssigkeit, die aus **Braunkohlenteer** und Wasser besteht, **Ammoniak** und brennbares **Braunkohlengas,** das eine ähnliche Zusammensetzung wie das Steinkohlengas hat. Bei der Entgasung von Holz entstehen Holzkohle, Holzteer und Holzgas.

Die bei der Verkokung entstehenden Stoffe werden **Kohlenwertstoffe** genannt.

Beim Erhitzen von Steinkohle oder Braunkohle unter Luftabschluß wird die Kohle entgast. Als wichtige Produkte entstehen die Kohlenwertstoffe Gas, Teer, Ammoniak und Koks.

2. Die Verkokung der Steinkohle in der Industrie. Die Kohle wird in den **Kokereien** und **Gaswerken** verkokt.

Die Verkokung wird in **Kammeröfen** durchgeführt. Diese bestehen aus einer großen Anzahl quaderförmiger Kammern, die nebeneinander liegen (Abb. 57). Die Kammern sind meist etwa 0,2 bis 0,5 m breit, 4 m hoch und 10 m tief. Sie sind aus feuerfesten Steinen erbaut und an den beiden Schmalseiten mit Türen verschließbar. Die Kammern werden von außen beheizt. Zu diesem Zweck wird Heizgas in besonderen **Heizkammern** verbrannt, die zwischen den **Entgasungskammern** angeordnet sind. Die Entgasungskammern werden von oben her mit zerkleinerter Steinkohle beschickt (Abb. 58).

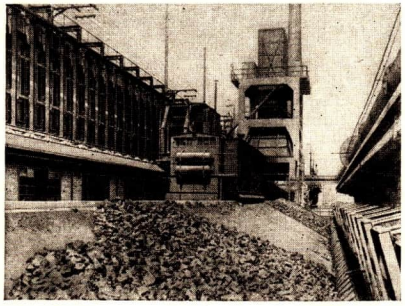


Abb. 57 Kammeröfen, Löschwagen und Löschturm im VEB Gasversorgung Berlin, Werk Lichtenberg

In den Kammern wird die Kohle ohne Luftzutritt auf etwa 1100 °C erhitzt. Die Entgasung ist nach etwa 12 bis 24 Stunden beendet. Die Türen werden geöffnet, und der glühende Koks wird von einer Ausstoßmaschine aus der Kammer geschoben.

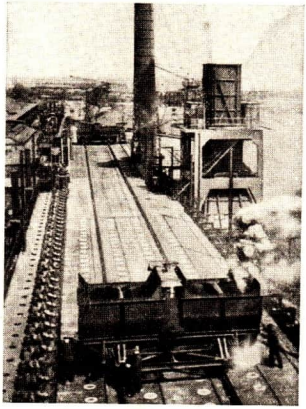


Abb. 58 Beschickung der Kammeröfen im VEB Gasversorgung Berlin, Werk Lichtenberg

Er fällt meist in **Löschwagen,** in denen er unter dem **Löschturm** mit Wasser abgelöscht wird.

Warum muß der glühende Koks abgekühlt werden?

Die aus der Kammer entweichenden Gase und Teerdämpfe gelangen in eine **Teervorlage,** in der ein großer Teil des Teers bei Abkühlung kondensiert. Das aus den Vorlagen der einzelnen Kammern abströmende Rohgas tritt dann in die **Gassammelleitung** ein.

Die Beschickung und Entleerung der Kammern erfolgt **periodisch.** Da das Gas jedoch aus vielen Kammern zusammenströmt, die alle zu verschiedenen Zeiten beschickt und entleert werden, verläuft die weitere Behandlung des Gases **kontinuierlich.**

Das Rohgas muß gereinigt werden. Die in ihm noch enthaltenen Verunreinigungen würden sich beim Abkühlen zum Teil ausscheiden und die Gasrohre verstopfen. Die bei der Gasreinigung als Nebenprodukte anfallenden Kohlenwertstoffe sind außerdem wertvolle Ausgangsstoffe für die chemische Industrie.

Das Gas wird zunächst gekühlt. Hierzu dienen meist zylindrische Stahlblechtürme mit Kühlrohren, die **Röhrenkühler.** Das Gas strömt im Kühler an den Kühlrohren entlang, durch die im Gegenstrom kaltes Wasser fließt (Abb. 59). Beim Abkühlen werden weitere Mengen Teer abgeschieden. Der Rest des Teers bleibt als

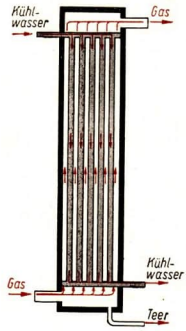


Abb. 59 Schematische Darstellung eines Röhrenkühlers

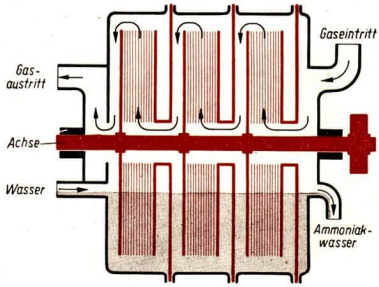


Abb. 60 Schematische Darstellung eines Standardwäschers

feiner Nebel im Gas zurück. Er wird im **Teerabscheider** entfernt.

Das von den Teerbestandteilen gereinigte Gas gelangt nun in einen Wäscher, in dem das Ammoniak entfernt wird. Meist kommt der **Standardwäscher** zur Anwendung. Dieser besteht aus einem liegenden gußeisernen Zylinder, der in schmale Kammern geteilt ist. Der untere Teil der Kammern ist mit Wasser gefüllt, das ständig zu- und abfließt (Abb. 60). In der Mitte des Wäschers befindet sich ein um eine Achse drehbares Gestell, an dem Holzhorden angebracht sind. Die Holzhorden tauchen bei jeder Umdrehung in das Wasser ein. Das Gas durchströmt den oberen Teil des Standardwäschers und kommt hier mit den nassen Holzhorden in innige Berührung. Dabei wird das Ammoniak im Wasser gelöst.

Das Rohgas enthält jedoch noch weitere Stoffe, wie Benzol und Naphthalin[1]), ferner Schwefelverbindungen. Es durchströmt nun die **Benzolwaschanlage,** die aus mehreren Wäschern besteht. Der **Benzolwäscher** ist ein mit Querböden versehener zylindrischer Turm. Das Gas strömt unten in den Wäscher ein,

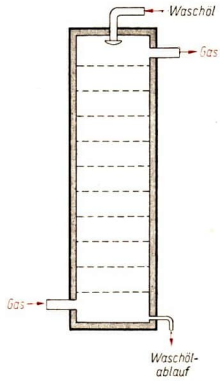


Abb. 61 Schematische Darstellung eines Benzolwäschers

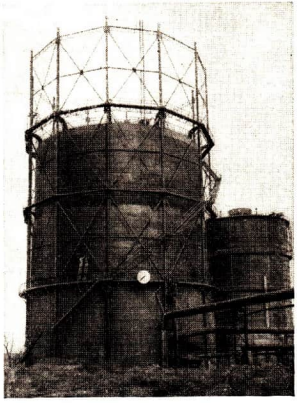


Abb. 62 Glockengasbehälter im VEB Mineralölwerk Lützkendorf

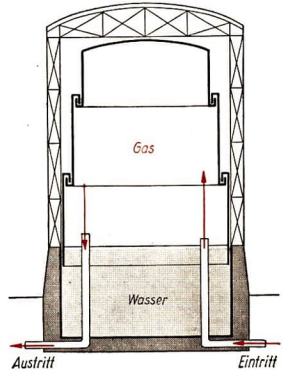


Abb. 63 Schematische Darstellung eines Glockengasbehälters

[1]) Verbindungen, die aus mehreren Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen bestehen.

während von oben im Gegenstrom Waschöl herabrieselt (Abb. 61). Dadurch werden Benzol und Naphthalin aus dem Gas ausgewaschen.

Die im Gas noch enthaltenen Schwefelverbindungen werden schließlich im **Trockenreiniger** entfernt. In diesem strömt das Gas über die auf Horden ausgebreitete eisen-(III)-hydroxidhaltige Gasreinigungsmasse, die den Schwefel bindet.

Das gereinigte Gas wird in Gasbehältern gesammelt. Am gebräuchlichsten ist der **Glockengasbehälter** (Abb. 62). Er besteht aus einer Glocke und mehreren ineinandergeschobenen Ringen aus Stahlblech, die mit Wasser abgedichtet sind (Abb. 63).

Während bei Versuch 29 das Gas infolge des geringen Überdrucks im Reagenzglas durch die Apparatur strömt, wird es in der Technik mit Hilfe großer **Gebläse** durch die Apparate und Leitungen bewegt.

Das Heizgas für den Kammerofen wird meist in einer besonderen Anlage erzeugt. Die zur Verbrennung des Heizgases nötige Luft wird in sogenannten **Regeneratoren**[1]) vorgewärmt. Das sind große, mit gemauertem Gitterwerk ausgefüllte Räume, die unter den Entgasungskammern liegen (Abb. 64). Die Luft strömt durch aufgeheizte Regeneratoren, wobei sie sich am heißen Gitterwerk stark erwärmt, und tritt dann zusammen mit dem Heizgas in die Heizkammern ein. Durch die Verbrennung des Gases wird die zur Entgasung der Kohle erforderliche hohe Temperatur erzielt. Die heißen Abgase werden durch abgekühlte Regeneratoren geleitet, die sich dabei wieder erwärmen. Das Aufheizen und Abkühlen der Regeneratoren erfolgt in regelmäßigem Wechsel.

Der Kammerofen ist in zwei Abschnitte unterteilt. In den Regeneratoren der einen Ofenhälfte wird die Verbrennungsluft vorgewärmt und dann in die Heizkammern

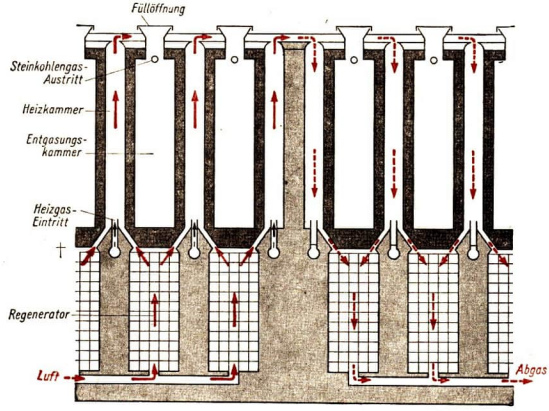


Abb. 64 Schematische Darstellung eines Horizontalkammerofens

[1]) regenerare (lateinisch) = zurückgewinnen

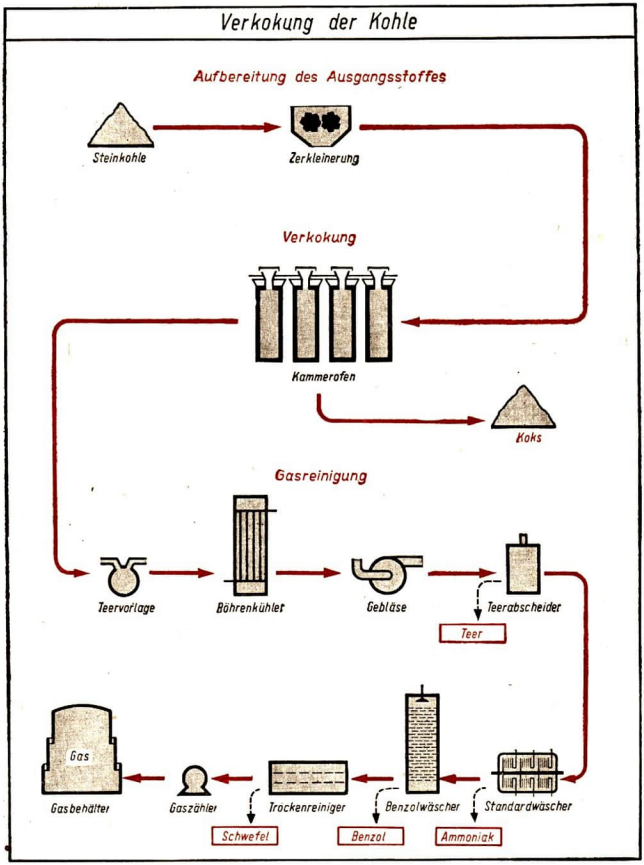


Abb. 65 Verkokung der Kohle (schematische Darstellung)

geleitet, in denen das Heizgas verbrannt wird. Die heißen Abgase strömen durch die Heizkammern und die Regeneratoren der zweiten Ofenhälfte und geben dort ihre Wärme ab. Nach etwa einer viertel bis einer halben Stunde wird die Richtung des Gasstromes gewechselt.

Durch die **Regenerativfeuerung,** die von FRIEDRICH SIEMENS entwickelt und 1856 erstmalig angewandt wurde, wird die Wärme der Abgase ausgenutzt und gleichzeitig eine höhere Verbrennungstemperatur erzielt. Ferner werden große Mengen Heizgas eingespart. Die Regenerativfeuerung ist ein wichtiges technisches Verfahren, das in der Industrie vielfach angewandt wird.

Abbildung 65 zeigt uns die Vorgänge bei der Verkokung der Kohle im Überblick.

In der Kokerei wird das erzeugte Gas zu 40 bis 45% im eigenen Betrieb zum Heizen der Kammern verbraucht. Der Rest wird durch Ferngasleitungen in die Haushalte und in Industriebetriebe geleitet.

Im Gaswerk wird grundsätzlich das gleiche Verfahren angewandt wie in der Kokerei. Gaswerke befinden sich in allen größeren Orten. Das erzeugte Gas wird in Gasbehältern gespeichert und von hier aus durch Rohrleitungsnetze den Verbrauchsstellen in den Haushalten und in der Industrie zugeführt.

3. Die Produkte der Verkokung. Das gereinigte **Steinkohlenkokereigas** enthält rund 50% Wasserstoff, 30% Methan und 10% Kohlenmonoxid. Der Rest besteht aus anderen Gasen. Methan ist die einfachste Verbindung von Kohlenstoff mit Wasserstoff. Es hat die Formel CH_4.

Steinkohlenkokereigas verbrennt mit leuchtender Flamme. Es wurde daher früher fast nur zu Beleuchtungszwecken verwendet.

Dem Steinkohlenkokereigas werden häufig andere brennbare Gase beigemischt, damit der Heizwert auf einen Normalwert $\left(\text{etwa } 3800 \frac{\text{kcal}}{\text{m}^3}\right)$ eingestellt wird. Die Mischung heißt **Stadtgas.** Stadtgas wird als Heizgas im Haushalt, in der Industrie und im Laboratorium verwendet. Wegen seines Gehalts an Kohlenmonoxid ist das Stadtgas giftig. Es hat infolge geringer Reste von Schwefelverbindungen einen unangenehmen Geruch. Mit Luft bildet Stadtgas explosible Gemische.

Versuch 31: *Durch einen Kugeltrichter leiten wir Stadtgas und entzünden es am Ausflußrohr (Abb. 66). Wir schließen den Gashahn und entfernen danach den Stopfen mit der Gaszuleitung. Beobachte die Flamme!*
Überlege, warum die Explosion nicht sofort eintritt!

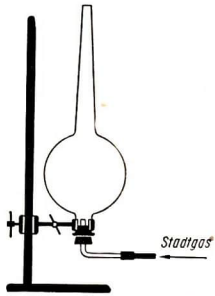


Abb. 66 Einleiten von Stadtgas in einen Kugeltrichter

Wegen der Explosions- und Vergiftungsgefahr darf Stadtgas niemals aus Gasgeräten ausströmen, ohne entzündet zu werden. Wenn Stadtgas aus Rohrbrüchen oder offengelassenen Hähnen ausströmt, ist besondere Vorsicht geboten. In Räumen, in denen Gasgeruch

wahrgenommen wird, darf man kein Feuer anzünden. Elektrische Schalter dürfen nicht betätigt werden, da schon kleine Funken die Explosion auslösen können. Die Gasleitung ist sofort zu sperren, und es ist für gründliche Lüftung des Raumes zu sorgen. Undichte Stellen an Gasleitungen werden mit Hilfe von Seifenlösung festgestellt. Wenn Gas austritt, bilden sich Bläschen.

Stadtgas ist giftig und bildet mit Luft explosible Gemische. Bei der Benutzung von Gasgeräten muß das ausströmende Stadtgas sofort nach dem Öffnen des Hahns entzündet werden.

Bei der Entgasung der Kohle fallen außer dem Gas auch noch Koks, Teer, Ammoniak, Schwefel, Benzol und Naphthalin an. **Koks** wird als Ausgangsstoff für die chemische Industrie, als Reduktionsmittel bei der Herstellung vieler Gebrauchsmetalle und als Brennstoff verwendet. **Teer** ist Ausgangsstoff für viele Zweige der chemischen Industrie. Er wird zuerst durch Destillation in seine verschiedenen Bestandteile zerlegt. Aus Steinkohlenteer werden in chemischen Veredlungsverfahren zum Beispiel Farbstoffe, Arzneimittel und Kraftstoffe erzeugt. Braunkohlenteer liefert Benzine, Öle und Paraffin. **Ammoniak** wird zu Stickstoffdüngemitteln verarbeitet. **Schwefel** wird in der chemischen Industrie für die Produktion von Viskosefasern und Viskoseseide sowie zur Herstellung von Farbstoffen benötigt. Auch Schädlingsbekämpfungsmittel werden aus Schwefel hergestellt. **Benzol** wird als Lösungs- und Extraktionsmittel verwendet. Es dient ferner zur Herstellung von Farbstoffen und Arzneimitteln. **Naphthalin** ist uns als Hauptbestandteil einiger Mottenbekämpfungsmittel bekannt und wird ebenfalls zur Farbstoffherstellung benötigt.



Abb. 67 Ausgangsstoffe und Endprodukte bei der Verkokung

Aus 1 t Steinkohle werden im Durchschnitt etwa 180 kg ($\triangleq$ 330 m^3) Steinkohlengas, 680 kg Koks, 50 kg Teer, 3 kg Ammoniak, 8 kg Benzol und 0,7 kg Schwefel erzeugt (Abb. 67).

Durch die Verkokung der Kohle werden wertvolle Brennstoffe, wie Gas und Koks, und außerdem zahlreiche Nebenprodukte gewonnen. Man sagt daher, die Kohle wird veredelt. Die Verkokung der Kohle ist ein Verfahren der **Kohleveredlung.**



Abb. 68 Prof. Dr. ERICH RAMMLER



Abb. 69 Prof. Dr. GEORG BILKENROTH

4. Die Verkokung der Braunkohle. In der Deutschen Demokratischen Republik, die arm an verkokbaren Steinkohlen ist, werden erstmalig in der Welt Braunkohlen großtechnisch verkokt. Nach langjährigen Versuchen gelang es den deutschen Wissenschaftlern Prof. Dr. ERICH RAMMLER (Abb. 68) und Prof. Dr. GEORG BILKENROTH (Abb. 69) ein Verfahren zu entwickeln, das in der industriellen Anwendung zum Erfolg führte. Die beiden Forscher erhielten im Jahre 1951 für ihre Leistungen den Deutschen Nationalpreis I. Klasse.

Zur Verkokung wird asche- und schwefelarme Braunkohle getrocknet, besonders fein gemahlen und brikettiert. Die entstandenen **Feinstkornbriketts** werden in Kammeröfen bei etwa 1000 °C verkokt. Dabei schrumpfen sie etwa auf die Hälfte ihres Volumens zusammen. Bei der Verkokung der Feinstkornbriketts entsteht als Hauptprodukt der **Braunkohlenhochtemperaturkoks**, kurz **BHT-Koks** genannt (Abb. 70).

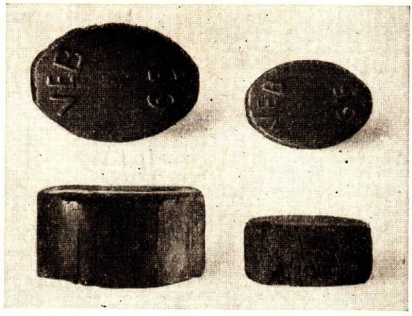


Abb. 70 Feinstkornbriketts und BHT-Koks

Als Nebenprodukte fallen Braunkohlenkokereigas, Teer und Teeröle sowie wertvolle Kohlenstoffverbindungen (Phenole) an. Sie werden in der chemischen Industrie zur Herstellung von Chemiefasern und Plasten verwendet.

Die Regierung der Deutschen Demokratischen Republik faßte im Jahre 1951

den Beschluß, im Niederlausitzer Braunkohlenrevier eine Braunkohlengroßkokerei zu errichten. Die Niederlausitzer Braunkohle ist am besten für die Verkokung geeignet. Seit 1952 wird in der Großkokerei Lauchhammer (Abb. 71), der ersten Braunkohlenkokerei der Welt, BHT-Koks in großen Mengen erzeugt. Die Großkokerei ist ein Betriebsteil des **VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer,** zu dem 3 Tagebaue, 7 Brikettfabriken und 7 Kraftwerke gehören. Bis zu 5 km lange Bandstraßen transportieren die Feinstkornbriketts zu den Kammeröfen. Der in Lauchhammer erzeugte BHT-Koks wird gegenwärtig vor allem als Reduktionsmittel bei der Roheisenherstellung im VEB Bergbau- und Hüttenkombinat Calbe/Saale verwendet. Darüber hinaus dient er zur Erzeugung von Karbid und Heizgasen.

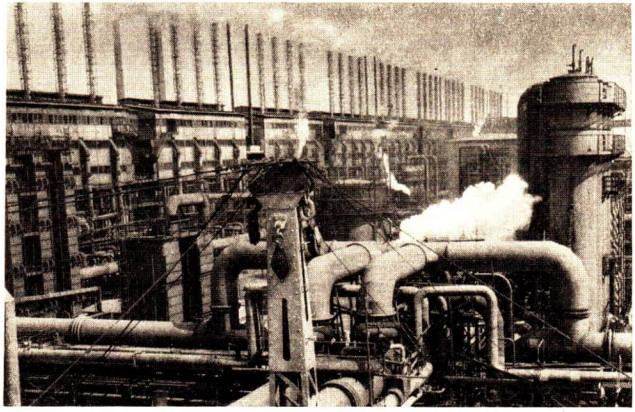


Abb. 71 Teilansicht der Großkokerei im VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer

Bei der Verwendung von Rohbraunkohle oder Braunkohlenbriketts als Brennstoff gehen wertvolle Stoffe verloren. Die Verkokung von Braunkohle ist ein Verfahren der Kohleveredlung, durch das unsere Braunkohlenvorräte besser genutzt werden.

In Zukunft wird daher in größerem Umfange als bisher Rohbraunkohle in den Braunkohlenkombinaten brikettiert und anschließend verkokt; der Koks wird dann als Ausgangsstoff für die chemische Industrie, Reduktionsmittel für die Metallurgie oder als Brennstoff abgegeben. Teer, Teeröle und andere Stoffe gehen zur weiteren Verarbeitung an die chemische Industrie. Haushalte und eine Reihe von Industriebetrieben unserer Republik werden aus den Braunkohlenkombinaten über Ferngasleitungen mit Gas versorgt. Das im Ausbau befindliche Braunkohlenkombinat „Schwarze Pumpe" wird ebenfalls Braunkohle verkoken.

Die Vergasung der Kohlen

Kohlen, die bei der Entgasung wenig Gase abgeben (gasarme Kohlen), und Koks lassen sich durch chemische Verfahren fast völlig in brennbare Gasgemische umwandeln. Gasförmige Brennstoffe können durch Rohrleitungen transportiert werden. Sie erfordern keine umfangreichen Verlade- und Entladearbeiten, wie sie bei festen Brennstoffen notwendig sind. Die Gasheizung ist einfach zu handhaben. Sie hat außerdem gegenüber der Kohleheizung den Vorzug der größeren Sauberkeit.

Die vollständige Umsetzung fester Brennstoffe in hochwertige Heizgase wird als **Vergasung** bezeichnet. Die Vergasung der Kohle ist ein weiteres Verfahren der Kohleveredlung.

1. Generatorgas. Wir stellen im folgenden Versuch ein brennbares Gas aus Holzkohle und Luft her.

Versuch 32: *Wir stellen die Versuchsanordnung nach Abbildung 72 zusammen und leiten einen Luftstrom durch eine längere Schicht stark erhitzter Holzkohle. Das Gas wird durch eine Waschflasche mit Kalkwasser geleitet und in einem Standzylinder pneumatisch aufgefangen.*
Beobachte den Standzylinder und die Waschflasche! Was schließt du aus deiner Beobachtung?
Das im Standzylinder aufgefangene Gas entzünden wir. Welche Farbe hat die Flamme?
Nach dem Abbrennen des Gases geben wir Kalkwasser in den Standzylinder und schütteln. Was beobachtest du?

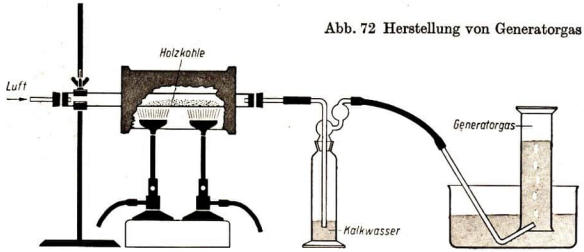


Abb. 72 Herstellung von Generatorgas

Wird Luft durch eine längere Schicht hocherhitzter Kohle geleitet, so entsteht ein brennbares Gas. Es ist ein Gemisch aus Kohlenmonoxid, Stickstoff und etwas Kohlendioxid. Am Anfang der Kohleschicht verbrennt der Kohlenstoff mit dem Sauerstoff der Luft zu Kohlendioxid. Das Kohlendioxid wird auf seinem Wege durch die glühende Kohleschicht zum größten Teil zu Kohlenmonoxid reduziert:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$C + CO_2 \rightarrow 2\,CO\,.$$

Wo lernten wir diese Vorgänge schon einmal kennen?

Alle chemischen Reaktionen 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.** Bei Versuch 32 laufen zwei Reaktionen ab. Die Oxydation des Kohlenstoffs zu Kohlendioxid ist mit Wärmeabgabe verbunden. Solche chemischen Vorgänge werden als **exotherme**[1]) **Reaktionen** bezeichnet:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad \text{(exotherm)}$$

Die nachfolgende Reduktion des Kohlendioxids zu Kohlenmonoxid verläuft dagegen unter Wärmeaufnahme. Man bezeichnet solche Vorgänge als **endotherme**[2]) **Reaktionen:**

$$C + CO_2 \rightarrow 2\,CO \qquad \text{(endotherm)}$$

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

Da die bei der ersten Reaktion frei werdende Wärmemenge größer ist als die bei der zweiten Reaktion verbrauchte, ist der Gesamtvorgang eine exotherme Reaktion.

In der Industrie wird in großen Mengen ein brennbares Gas aus gasarmen Steinkohlen, Braunkohlen oder Koks und Luft im **Generator** erzeugt. Der Generator ist ein Schachtofen, der mit einem drehbaren Rost versehen ist (Abb. 73). Er wird von oben her mit den zu vergasenden Brennstoffen beschickt. Von unten wird durch den Rost Luft eingeblasen. Das Gas, das den Generator aus dem oberen Teil verläßt, besteht aus etwa 30% Kohlenmonoxid, 50 bis 60% Stickstoff und

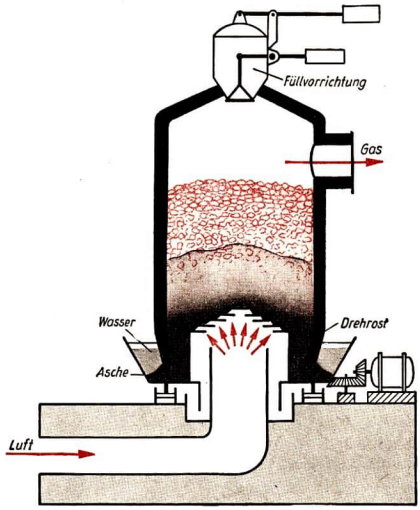


Abb. 73 Schematische Darstellung eines Generators

[1]) ex (lateinisch) = heraus; thermos (griechisch) = Wärme
[2]) endo (griechisch) = nach innen

5% Kohlendioxid. Es heißt **Generatorgas.** Die Asche wird aus dem unteren Teil des Generators ausgetragen.

Generatorgas wird als Heizgas verwendet. Es dient zum Beispiel zum Heizen der Kammeröfen in der Kokerei und der Schmelzöfen in der Metall- und Glasindustrie. Aus Generatorgas wird Stickstoff für die Erzeugung von Ammoniak, einem Ausgangsstoff für die Produktion von Stickstoffdüngemitteln, gewonnen.

Generatorgas wird durch Überleiten von Luft über glühende gasarme Steinkohlen, Braunkohlen oder Koks erzeugt. Es besteht in der Hauptsache aus Kohlenmonoxid und Stickstoff.

2. Wassergas. Ein weiteres Verfahren der Vergasung von Kohle beruht darauf, daß Wasserdampf durch glühende Kohlen- oder Koksschichten geleitet wird.

Wir wissen, daß erhitzte unedle Metalle, wie Magnesium, Wasserdampf zu Wasserstoff reduzieren. Ähnlich verhält sich der Kohlenstoff.

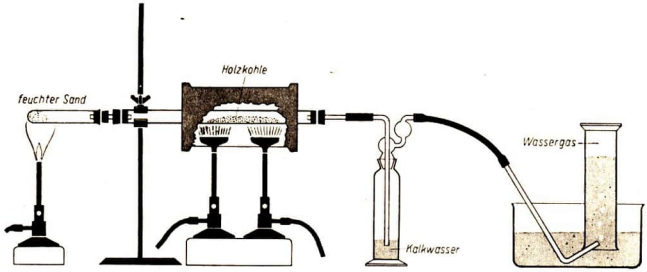


Abb. 74 Herstellung von Wassergas

Versuch 33: *Wir stellen die Versuchsanordnung nach Abbildung 74 zusammen und leiten Wasserdampf über stark erhitzte Holzkohle. Das Gas wird durch eine Waschflasche mit Kalkwasser geleitet und in einem Standzylinder pneumatisch aufgefangen.*
Beobachte den Standzylinder und die Waschflasche!
Wir entzünden das im Standzylinder aufgefangene Gas. Beschreibe die Flamme! Was beobachtest du an der Innenwand des Standzylinders?

Wenn Wasserdampf auf stark erhitzten Kohlenstoff einwirkt, so entsteht ein brennbares Gas. Kohlenstoff reduziert Wasser zu Wasserstoff und wird dabei zu Kohlenmonoxid oxydiert:

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2 .$$

Das brennbare Gas ist im wesentlichen ein Gemisch aus 50% Wasserstoff und etwa 40% Kohlenmonoxid. Daneben sind noch Kohlendioxid und Stickstoff enthalten.

Ein solches Gasgemisch heißt **Wassergas.** Die Erzeugung von Wassergas ist ein endothermer Vorgang. Die Temperatur der Kohle sinkt durch den Wärmeverbrauch schnell ab. In der Industrie wird daher den Wassergaserzeugern Wasserdampf zusammen mit etwas Sauerstoff zugeführt. Dadurch wird stets eine kleinere Menge Kohle verbrannt. Die bei diesem exothermen Vorgang entwickelte Wärme deckt den Wärmebedarf bei der Wassergasbildung.

Wassergas wird durch Überleiten von Wasserdampf über glühende Kohlen oder Koks erzeugt. Es besteht vor allem aus Wasserstoff und Kohlenmonoxid.

In der chemischen Industrie wird Wassergas meist in einem Generator erzeugt, der von FRITZ WINKLER entwickelt wurde. Als Ausgangsstoff für die Erzeugung von Wassergas dient Braunkohle. Vielfach wird auch Koks verwendet. Abbildung 75 zeigt einen modernen **WINKLER-Generator**. Er besteht im wesentlichen aus einem zylindrischen Ofen ohne Rost (Abb. 76).

Die getrocknete, grob gemahlene Kohle gelangt aus dem Bunker über eine Eindrehschnecke in den Ofen. Die Eindrehschnecke arbeitet ähnlich wie die Schnecke in einem Fleischwolf. Durch Düsen wird ein Gemisch von Wasserdampf und Sauerstoff eingeblasen. Dadurch wird die Kohle aufgewirbelt und in der Schwebe gehalten. In der Wirbelschicht vergast die Kohle. Das Verfahren wird daher als **Wirbelschichtverfahren** bezeichnet. Das Wassergas strömt oben aus dem Ofen ab. Schlacke und Asche werden durch den Ascheaustrag aus dem Ofen entfernt.

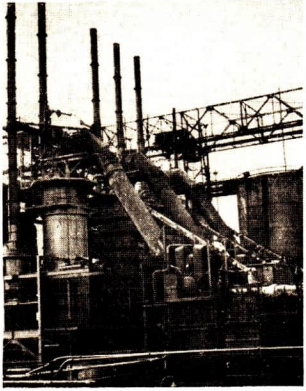


Abb. 75 WINKLER-Generatoren im VEB Hydrierwerk Zeitz

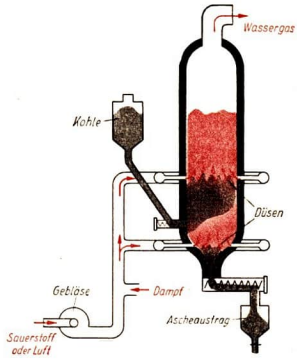


Abb. 76 Schematische Darstellung eines WINKLER-Generators

Der WINKLER-Generator arbeitet kontinuierlich. Ein Ofen von etwa $2\frac{1}{2}$ m Durchmesser liefert 30000 bis 40000 m³ Wassergas in der Stunde.

Wassergas wird als Heizgas, als Zusatz zum Steinkohlengas und als Ausgangsstoff für chemisch-technische Prozesse verwendet. So wird zum Beispiel aus Wassergas Wasserstoff für die Produktion von Kraftstoffen und Ammoniak gewonnen. Die bedeutendste Wassergasanlage der Deutschen Demokratischen Republik befindet sich im VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht".

In Tabelle 4 sind Ausgangsstoffe, Zusammensetzung und Verwendung der wichtigsten industriellen Heizgase zusammengefaßt.

Tabelle 4. Wichtige Industriegase

Gasart	Ausgangsstoffe	Hauptbestandteile	Heizwert in $\frac{\text{kcal}}{\text{m}^3}$	Verwendung
Steinkohlenkokereigas	Steinkohle	etwa 50% Wasserstoff etwa 30% Methan etwa 10% Kohlenmonoxid	3000 bis 4200	Stadtgas, Ferngas
Braunkohlenkokereigas	Braunkohlenfeinstkornbriketts	etwa 35% Wasserstoff etwa 20% Kohlenmonoxid etwa 18% Kohlendioxid etwa 15% Methan	3000	Stadtgas, Ferngas, chemische Prozesse
Generatorgas	Braunkohlenbriketts, Koks, Steinkohle, Luft	etwa 30% Kohlenmonoxid etwa 60% Stickstoff etwa 5% Kohlendioxid	1200 bis 1400	Heizgas für Industrieöfen
Wassergas	Koks, Wasser, Sauerstoff	etwa 50% Wasserstoff etwa 40% Kohlenmonoxid	2500	Zusatz zum Stein- oder Braunkohlenkokereigas, chemische Großprozesse

Die Bedeutung der Braunkohle für unsere Volkswirtschaft

1. Die Verwendung der Braunkohle. Der Rohstoff Kohle wird heute so vielseitig verwendet, daß er für alle Zweige der Industrie, für den Verkehr und für die Haushalte ganz besondere Bedeutung hat. Steinkohle kommt in der Deutschen Demokratischen Republik nur in kleineren Lagerstätten vor. Dagegen besitzen wir sehr ausgedehnte Braunkohlenlager. Braunkohle ist daher einer der wichtigsten Rohstoffe unserer Republik.

Die chemische Industrie verbraucht täglich gewaltige Mengen Braunkohle. Aus der Rohbraunkohle oder aus den durch Kohleveredlung gewonnenen Stoffen werden viele wichtige Produkte hergestellt: Heizgase, Kraftstoffe, Plaste, Gummi, Chemiefasern, Farbstoffe, Lacke, Arzneimittel, Explosivstoffe, Waschmittel, Düngemittel und noch viele andere Erzeugnisse.

Bei der technischen Erzeugung von Roheisen im Niederschachtofen wird Braunkohlenkoks als Reduktionsmittel benutzt.

Ganz besondere Bedeutung hat die Braunkohle für unsere Energiewirtschaft. Sie ist der wichtigste Brennstoff zur Erzeugung von Wärmeenergie in der Industrie, bei

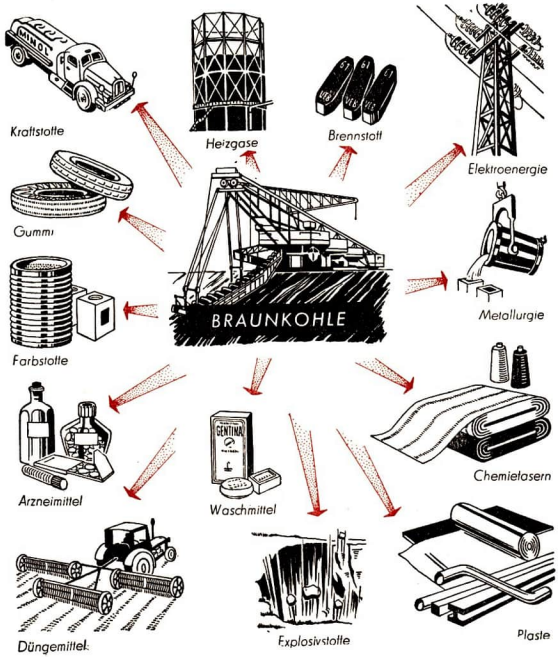


Abb. 77 Verwendung der Braunkohle

der Eisenbahn und im Haushalt. Ein sehr großer Teil unserer Braunkohle wird in den Kraftwerken zur Erzeugung von Elektroenergie verbraucht. In unserer Republik liefern Rohbraunkohle, Braunkohlenbriketts und Braunkohlenkoks fast 90% der Gesamterzeugung an Elektroenergie. Abbildung 77 gibt einen Überblick über die Verwendung der Braunkohle.

Bei der Verbrennung von Kohle gehen jedoch viele wertvolle Bestandteile verloren. Die Größe der Verluste wird besonders deutlich, wenn man bedenkt, was aus der Braunkohle bei der chemischen Verarbeitung hergestellt werden kann. Die Verbrennung der Kohle in Industrie und Haushalt ist auch deshalb unrentabel, weil nur 10 bis 20% der aus Rohbraunkohle erzeugbaren Wärmeenergie genutzt wird. Wir gehen deshalb mehr und mehr dazu über, die Kohle durch Verkokung und Vergasung zu veredeln. Auf diese Weise werden wichtige Ausgangsstoffe für unsere chemische Industrie gewonnen.

2. Die Entwicklung der Braunkohlen- und Energiewirtschaft. Die Deutsche Demokratische Republik steht in der Braunkohlenförderung an erster Stelle in der Welt. Im Jahre 1962 entfiel rund ein Drittel der Braunkohlenförderung der Welt auf unsere Republik. Während im Jahre 1936 auf dem Gebiet der heutigen Deutschen Demokratischen Republik 101 Millionen Tonnen Rohbraunkohle gefördert wurden, betrug die Förderung 1964 mit 257 Millionen Tonnen mehr als das Doppelte (Abb. 78). Dieser hohe Stand setzt eine umfangreiche Produktion von Förderanlagen und technischen Ausrüstungen voraus.

Den Ingenieuren, Technikern und Arbeitern unserer Schwermaschinenbaubetriebe gelang es im Verlauf des 1. Fünfjahrplans, moderne Kohleförderanlagen zu entwickeln. Unsere wichtigsten Betriebe für Bergbauausrüstungen, wie der VEB Schwermaschinenbau Lauchhammerwerk, der VEB Schwermaschinenbau Georgij Dimitroff Magdeburg und der VEB Förderanlagenbau Köthen, liefern heute Bagger- und Förderanlagen nicht nur für den inländischen Bedarf, sondern auch für den Export. In der Volksrepublik Polen werden zum Beispiel mit Hilfe von Förderanlagen aus der Deutschen Demokratischen Republik neue Braunkohlengebiete erschlossen.

Viele Braunkohlentagebaue auf dem Gebiet der heutigen Deutschen Demokratischen Republik werden seit Jahrzehnten genutzt, so daß eine größere Anzahl der Vorkommen in den letzten Jahren erschöpft war. Es war daher notwendig, neue Tagebaue zu erschließen. Das erfordert jedoch umfangreiche Arbeiten, die sich für jeden neuen Tagebau über mehrere Jahre erstrecken. Darum ist es notwendig, für den weiteren Ausbau der Kohleförderung rechtzeitig Maßnahmen zu treffen.

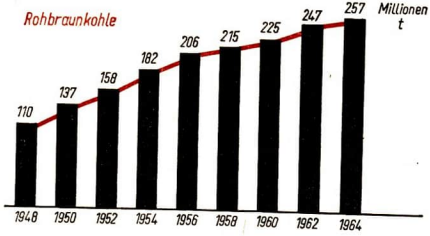


Abb. 78 Entwicklung der Rohbraunkohlenförderung in der Deutschen Demokratischen Republik

Im Jahre 1957 beschloß die Regierung der Deutschen Demokratischen Republik ein **Kohle- und Energieprogramm,** nach dem der Aufschluß von weiteren Braunkohlenvorkommen und der Bau neuer Brikettfabriken, Kraftwerke und Kohleveredlungsanlagen vorgesehen sind.

In den folgenden Jahren wurde an diesen Vorhaben erfolgreich gearbeitet. Dadurch konnten bereits wichtige Voraussetzungen dafür geschaffen werden, daß unsere Republik, wie es der VI. Parteitag der Sozialistischen Einheitspartei Deutschlands im Jahre 1963 erörterte und festlegte, in den kommenden Jahren zu einem modernen, hochentwickelten sozialistischen Industriestaat gestaltet werden kann. Dazu entstehen neue Industriebetriebe und Betriebsteile, die nach dem wissenschaftlich-technischen Höchststand mit neuen Maschinen und Apparaten ausgerüstet werden. Solche großen Aufgaben erfordern in steigendem Maße Wärmeenergie und vor allem Elektroenergie, also mehr Braunkohle.

Die vorrangige Entwicklung der chemischen Industrie als führender Zweig unserer Volkswirtschaft benötigt große Mengen Kohle als Rohstoff, darüber hinaus aber auch in großem Umfange Elektroenergie. Unsere chemische Industrie ist der größte industrielle Verbraucher an Elektroenergie. Im Jahre 1964 verbrauchte sie etwa ein Drittel unserer gesamten Elektroenergieerzeugung.

Der Schwerpunkt für die Entwicklung unserer Braunkohlenförderung und Energiewirtschaft liegt im Gebiet der Niederlausitz, da hier die umfangreichsten Braunkohlenvorräte der Deutschen Demokratischen Republik liegen. In der Niederlausitz bei Hoyerswerda errichten Tausende von Menschen in planvoller Arbeit das größte Braunkohlenveredlungswerk der Welt, das **Kombinat „Schwarze Pumpe".** Mit dem Bau wurde 1956 begonnen. Dieses Kombinat wird außer neuen Tagebauen drei Brikettfabriken, Kraftwerke, Großkokereien nach dem Vorbild von Lauchhammer und andere Kohleveredlungsanlagen erhalten. Bereits 1959 wurden das erste Kraftwerk und die erste Brikettfabrik in Betrieb genommen. In den folgenden Jahren wurden weitere Betriebsteile errichtet. Dadurch wurde die Produktion des Kombinats erweitert. So nahm im Jahre 1964 das Druckvergasungswerk die Erzeugung von Heizgas auf. Der VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" wird nach seiner Fertigstellung große Mengen Ferngas, BHT-Koks, Elektroenergie, Öle, Teer und Ausgangsstoffe für die chemische Industrie liefern.

Die Elektroenergieerzeugung wird durch den Bau weiterer Kraftwerke ebenfalls einen sehr hohen Stand erreichen. Im Jahre 1964 wurden bereits 51 Milliarden Kilowattstunden erzeugt. Diese Energiemenge reicht für die vor uns stehenden wirtschaftlichen Aufgaben nicht aus, so daß neue Kraftwerke gebaut und die Bauvorhaben auf diesem Gebiet schnell weitergeführt werden müssen. Großbaustellen unserer Energiewirtschaft sind die Kraftwerke in Lübbenau, Berzdorf, Vetschau und im VEB Kombinat „Schwarze Pumpe".

Durch den Bau neuer Brikettfabriken und die Modernisierung bestehender Betriebe wird auch die Erzeugung von Braunkohlenbriketts beträchtlich ansteigen. Sie betrug 1964 mit 61 Millionen Tonnen bereits 200% der des Jahres 1948, des ersten Jahres unseres planmäßigen wirtschaftlichen Aufbaus (Abb. 79).

Eine ebenso große Rolle wird die Erzeugung von Heizgasen spielen, die bereits in den vergangenen Jahren bedeutend gesteigert werden konnte (Abb. 80). Der Aufbau des VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" wird dazu beitragen, unsere Heizgaserzeugung bedeutend zu entwickeln.

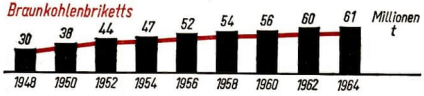


Abb. 79 Entwicklung der Braunkohlenbriketterzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

Schon heute sind bei uns in den mittleren Bezirken viele Orte durch ein **Ferngasnetz** verbunden. Zur besseren Versorgung von Industrie und Haushalten wird eine große Ferngasringleitung alle Bezirke unserer Republik miteinander verbinden. Dieses Ferngasnetz wird, vom VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" ausgehend, zu den nördlichen Bezirken unserer Republik verlaufen und über die Industriebezirke Magdeburg, Halle und Leipzig zum VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" zurückführen. Die südlichen Bezirke durchläuft eine weitere Ringleitung.

In Zukunft werden in der Deutschen Demokratischen Republik neben der Braunkohle in wachsendem Umfang Erdöl und Erdgas als Rohstoffquellen eine bedeutende Rolle spielen. Unsere Republik erhält große Mengen Erdöl aus der Sowjetunion. Im Rahmen der gegenseitigen Wirtschaftshilfe der sozialistischen Staaten entstand die einige tausend Kilometer lange Erdölleitung „Freundschaft", durch die sowjetisches Erdöl in die ČSSR, die Ungarische Volksrepublik, die Volksrepublik Polen und die Deutsche Demokratische Republik transportiert wird. Bei Schwedt an der Oder entsteht ein großes Kombinat für die Verarbeitung des Erdöls. Die Sowjetunion stellt uns bei der Entwicklung dieses für uns neuen Industriezweiges ihre langjährigen Erfahrungen auf dem Gebiete der Erdölindustrie zur Verfügung. Weitere bedeutende Betriebe unserer Erdölindustrie sind das im Aufbau befindliche Werk Leuna II und der um neue Produktionsanlagen erweiterte VEB Mineralölwerk Lützkendorf.

Mit der weiteren Entwicklung der Industrie wächst auch ständig der Bedarf an Elektroenergie. In ferner Zukunft wird jedoch Kohle allein hierfür nicht mehr ausreichen. Dem Menschen stehen aber noch andere große Energiequellen zur Verfügung, von denen besonders die Atomenergie zu nennen ist. In der Sowjetunion und in anderen Ländern wird sie bereits in Atomkraftwerken in Elektroenergie umgewandelt, aber es gibt auf diesem Gebiete noch viele Erkenntnisse zu gewinnen, bis die Atomkraft zu einer Hauptquelle für die Energieerzeugung geworden ist.

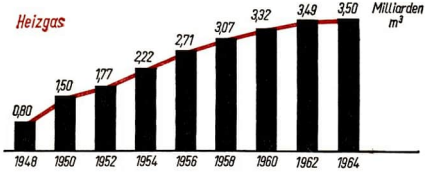
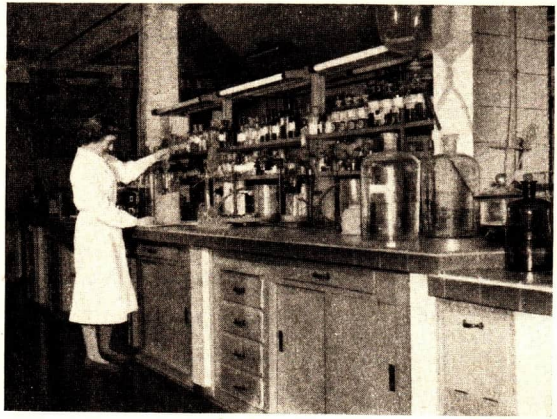


Abb. 80 Entwicklung der Heizgaserzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Beschreibe die Entstehung der Mineralkohlen durch Inkohlung!*
2. *Beschreibe die Förderung der Braunkohle im Tagebau!*
3. *Beschreibe die Förderung der Steinkohle!*
4. *Was ist unter „Veredlung der Kohle" zu verstehen?*
5. *Welche Verfahren der Kohleveredlung kennst du?*
6. *Welche Bedeutung hat die Veredlung der Kohle?*
7. *Erläutere die Entgasung der Kohle in der Kokerei!*
8. *Sprich über die Bedeutung der Großkokerei im VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer!*
9. *Welche wirtschaftliche Bedeutung haben die Regeneratoren?*
10. *Welche chemische Umsetzung vollzieht sich bei der Herstellung von Generatorgas? Gleichung!*
11. *Welche Reaktion spielt sich bei der Erzeugung von Wassergas ab? Gleichung!*
12. *Vergleiche die Energieumsetzungen bei der Generatorgas- und bei der Wassergaserzeugung!*
13. *Beschreibe Bau und Arbeitsweise des* WINKLER*-Generators!*
    Wie wird die dort notwendige Wärme erzeugt?
14. *Stelle die durchschnittliche Zusammensetzung wichtiger Industriegase als Kreisdiagramme dar (Tabelle 4)!*
15. *Vergleiche Verkokung und Vergasung der Kohle!*
16. *Erläutere die volkswirtschaftliche Bedeutung der Kohle!*
    Sprich über
    a) *die Verwendung der Kohle,*
    b) *die Entwicklung der Rohbraunkohlenförderung, der Braunkohlenbrikett- und Elektroenergieerzeugung,*
    c) *die Heizgasversorgung unserer Republik!*
17. *Erläutere die Bedeutung des VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" im Rahmen der weiteren Entwicklung unserer Volkswirtschaft!*
18. *Sprich über den künftigen Einsatz anderer Rohstoff- und Energiequellen an Stelle der Braunkohle!*
19. *Erkundige dich, wieviel Kohle der Betrieb, den du am Unterrichtstag in der Produktion besuchst, jährlich benötigt!*
    Rechne diese Menge in Waggonladungen um!



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 3. Kapitel werden wir uns mit wichtigen chemischen Grundbegriffen und Grundgesetzen beschäftigen.

3. KAPITEL

Vom Bau der Stoffe

Einige wichtige Grundbegriffe

1. Atom und Molekül. 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 MICHAIL WASSILIEWITSCH LOMONOSSOW darauf hin, daß die Stoffe aus Atomen und Molekülen aufgebaut sind, und wandte seine Erkenntnisse zur Erklärung chemischer Reaktionen an. Der englische Naturforscher 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. Die wesentlichen Gedanken dieser Atomlehre haben wir bereits kennengelernt und bisher ständig angewandt. Die Atome sind die kleinsten Teilchen, die noch Eigenschaften der entsprechenden Elemente zeigen. Daher wurde das Atom lange Zeit als kleinster Baustein der Stoffe angesehen. Um die Wende zum 20. Jahrhundert gelangte man zu der Erkenntnis, daß die Atome aus noch kleineren Teilchen bestehen. Bei der Spaltung der Atome in ihre Bestandteile gehen jedoch die Eigenschaften des Elements, die das Atom noch besitzt, verloren. Später werden wir darauf noch genauer eingehen.

Atome sind die kleinsten Teilchen der Elemente, die noch Eigenschaften dieser Elemente besitzen.

Die Atome der einzelnen Elemente können sich zu Molekülen vereinigen. Moleküle sind die kleinsten Teilchen der Verbindungen. Sie entstehen durch Vereinigung von mindestens zwei verschiedenen Atomen und besitzen noch alle chemischen Eigenschaften der Verbindung. Bei der Zerlegung eines Moleküls in die Atome gehen die Eigenschaften der Verbindung verloren. Wir wissen aber auch, daß die gasförmigen Elemente, wie Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff, stets in Form zweiatomiger Moleküle auftreten.

Moleküle sind Teilchen, die aus mindestens zwei Atomen bestehen. Alle Moleküle eines Stoffes sind untereinander in ihren Eigenschaften gleich.

2. 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 Berechnung. Für ein Atom Wasserstoff wurde der Wert

$$0,\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,673\ \text{g}$$

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

Die Atomgewichte werden durch Untersuchungen von Verbindungen der Elemente ermittelt. Dazu müssen möglichst viele Verbindungen geprüft werden, in denen das betreffende Element enthalten ist. 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 $\frac{1}{16}$ der Masse des Sauerstoffatoms. Für Wasserstoff ergibt sich dann das Atomgewicht 1,008. Das auf $\frac{1}{16}$ der Masse des Sauerstoffatoms bezogene Atomgewicht eines Elementes wird als **relatives Atomgewicht** bezeichnet. Die relativen Atomgewichte sind Verhältniszahlen und haben daher keine Benennung. Das Element Schwefel hat zum Beispiel das Atomgewicht 32. Das heißt also, daß ein Schwefelatom eine 32mal so große Masse wie der sechzehnte Teil des Sauerstoffatoms hat.

Das Atomgewicht ist die Zahl, die angibt, wievielmal so groß die Masse des Atoms eines Elementes wie der sechzehnte Teil der Masse eines Sauerstoffatoms ist.

In der Tabelle 15 (Seite 212) werden die Atomgewichte einiger 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)-oxid CuO besteht aus:

1 Atom Kupfer mit dem Atomgewicht	64
1 Atom Sauerstoff mit dem Atomgewicht	16
Das Molekulargewicht von Kupfer(II)-oxid ist	80

Ein Molekül Kohlensäure H_2CO_3 besteht aus:

2 Atomen Wasserstoff mit dem Atomgewicht 1	$2 \cdot 1 = 2$
1 Atom Kohlenstoff mit dem Atomgewicht 12	$1 \cdot 12 = 12$
3 Atomen Sauerstoff mit dem Atomgewicht 16	$3 \cdot 16 = 48$
Das Molekulargewicht von Kohlensäure ist	62

In gleicher Weise ermittelt man das Molekulargewicht der gasförmigen Elemente Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff. 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.

3. 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 Elementes.

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 deutlich machen.

Wir betrachten 2 Sorten Metallkugeln (A und B) mit unterschiedlicher Masse. Jede Kugel der Sorte A hat die Masse 5 g, jede der Sorte B 9 g. Nehmen wir nun soviel Kilogramm von jeder Sorte, wie die Masse der einzelnen Kugel ausmacht, so erhalten wir:

5 kg Kugeln der Sorte A = 1000 Kugeln von je 5 g
9 kg Kugeln der Sorte B = 1000 Kugeln von je 9 g

Übertragen wir dieses Beispiel auf die Atome, so entsprechen den verschiedenen Sorten Kugeln verschiedene Elemente, der Masse 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 enthält $6{,}023 \cdot 10^{23} = 602\,300\,000\,000\,000\,000\,000\,000$ Atome beziehungsweise Moleküle.

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

Gesetz der konstanten Proportionen

Wir lernten bereits das Gesetz von der Erhaltung der Masse kennen und bestätigten es durch Experimente. Es beweist, daß durch chemische Reaktionen Stoffe weder spurlos verschwinden noch aus dem Nichts geschaffen werden können. Das Wesen der chemischen Vorgänge besteht danach in einer Veränderung der Zuordnung von Atomen. Die Anzahl der an der Reaktion teilnehmenden Atome bleibt unverändert.

Wie wir ebenfalls wissen, wird die Anzahl der Atome der einzelnen Elemente, die sich untereinander verbinden, durch die Wertigkeit bestimmt.

Bei der Aufstellung einer Gleichung, wie zum Beispiel für die Verbindung von Quecksilber mit Sauerstoff, werden beide Gesetzmäßigkeiten angewandt. Quecksilber ist zweiwertig, Sauerstoff ebenfalls. Deshalb verbindet sich jeweils ein Quecksilberatom mit einem Sauerstoffatom. Nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse muß die gleiche Anzahl Atome im Reaktionsprodukt auf der rechten Seite der Gleichung auftreten:

$$2\,Hg + O_2 \rightarrow 2\,HgO$$

Die Gleichung sagt aus: 2 Atome Quecksilber und 1 Molekül Sauerstoff verbinden sich zu 2 Molekülen Quecksilberoxid.

Ein Grammatom und ein Mol aller Stoffe enthalten die gleiche Anzahl Atome beziehungsweise Moleküle.

Wendet man diese Erkenntnis auf die Bildung von Quecksilberoxid an, so müßte sich ergeben:

$$2\,Hg + O_2 \rightarrow 2\,HgO$$

2 Grammatome Quecksilber + 1 Mol Sauerstoff → 2 Mole Quecksilberoxid

In Gramm ausgedrückt, ergibt sich:

$$(2 \cdot 200\,g = 400\,g) + (32\,g) \rightarrow (2 \cdot 216\,g = 432\,g)$$

Es müßten sich 400 g Quecksilber mit 32 g Sauerstoff zu 432 g Quecksilberoxid verbinden. Bei der Hitzespaltung des Quecksilberoxids würden umgekehrt aus 432 g Quecksilberoxid 400 g Quecksilber und 32 g Sauerstoff entstehen. Diese Vermutung muß nun experimentell bestätigt werden.

Versuch 34: *Ein schwerschmelzbares Reagenzglas wird zusammen mit einem Wattebausch gewogen. Dann geben wir etwas Quecksilberoxid (höchstens 2 g) in das Glas, verschließen mit dem Wattebausch und wägen genau. Nun wird das Oxid im Reagenzglas so lange erhitzt, bis es völlig zersetzt ist. Dann lassen wir das Reagenzglas abkühlen und wägen wieder. Aus der Differenz zwischen der Masse des Quecksilberoxids und der Masse des Quecksilbers können wir die des Sauerstoffs bestimmen.*

Beispiel:

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

Wir finden, daß in dem bei Versuch 34 zersetzten Quecksilberoxid 0,10 g Sauerstoff mit 1,24 g Quecksilber zu Quecksilberoxid verbunden waren. Rechnen wir das auf 400 g Quecksilber um, so ergibt sich:

$$\underset{(g\ Quecksilber)}{1{,}24} : \underset{(g\ Sauerstoff)}{0{,}10} = \underset{(g\ Quecksilber)}{400} : \underset{(g\ Sauerstoff)}{x}$$

$$x = \frac{400 \cdot 0{,}10}{1{,}24}$$

$$x = 32{,}3$$

Demnach verbinden sich 400 g Quecksilber mit 32,3 g Sauerstoff zu Quecksilberoxid. Damit wir diese Feststellung verallgemeinern können, müssen wir jedoch eine größere Anzahl von Untersuchungen durchführen. Der Versuch 34 wird daher mit verschiedenen Ausgangsmengen wiederholt. In der Tabelle 5 sind die Zahlenwerte einiger Versuche zusammengestellt.

Tabelle 5. Quantitative Zerlegung von Quecksilberoxid

Versuch Nr.	Quecksilberoxid in g	Quecksilber in g	Sauerstoff in g	Massenverhältnis Quecks. Sauerst.
1	1,92	1,78	0,14	400 : 31,5
2	2,49	2,30	0,19	400 : 33,0
3	1,35	1,25	0,10	400 : 32,0
4	1,78	1,65	0,13	400 : 31,5
5	2,15	1,99	0,16	400 : 32,2
			Mittelwert:	**400 : 32,0**

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.

Das Ergebnis der Versuchsreihe bestätigt unsere Annahme. Entsprechende Untersuchungen sind an zahlreichen Verbindungen durchgeführt worden. Ihre Ergebnisse zeigten, daß sich die Elemente in bestimmten Massenverhältnissen verbinden.

Auf Grund unserer bisherigen Kenntnisse über die Gesetzmäßigkeiten beim Ablauf chemischer Vorgänge haben wir bestimmte, weitergehende Überlegungen angestellt. Ihre Richtigkeit mußte experimentell überprüft werden. Das führte uns zur Erkenntnis einer neuen Gesetzmäßigkeit.

Die Stoffe reagieren miteinander in bestimmten Massenverhältnissen, nämlich im Verhältnis ihrer Atom- beziehungsweise Molekulargewichte oder deren Vielfachen.

Diese Gesetzmäßigkeit wird als Gesetz der festen Massenverhältnisse oder **Gesetz der konstanten Proportionen** bezeichnet.

Das Gesetz der konstanten Proportionen wurde erstmalig im Jahre 1803 von dem französischen Chemiker Josephe Louis Proust ausgesprochen. Es 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 Massenverhältnis der darin enthaltenen Elemente gekennzeichnet. Durch die hier getroffenen Feststellungen erhalten Symbole, Formeln und Gleichungen noch eine quantitative Bedeutung:

Hg bedeutet
- das Element Quecksilber
- ein Atom des Elements Quecksilber
- ein Grammatom des Elements Quecksilber (200 g)

HgO bedeutet
- die Verbindung Quecksilberoxid
- ein Molekül Quecksilberoxid
- ein Mol Quecksilberoxid (216 g)

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

$$2\,Hg + O_2 \rightarrow 2\,HgO$$

a) Quecksilber und Sauerstoff verbinden sich zu Quecksilberoxid
b) 2 Atome Quecksilber und 1 Molekül Sauerstoff verbinden sich zu 2 Molekülen Quecksilberoxid
c) 2 Grammatome Quecksilber ($2 \cdot 200\,g$) und ein Mol Sauerstoff (32 g) verbinden sich zu 2 Molen Quecksilberoxid ($2 \cdot 216$ g)

Chemische Symbole, Formeln und Gleichungen haben qualitative und quantitative Bedeutung.

Stöchiometrische Rechnungen

Die Erkenntnis, daß sich die Stoffe bei chemischen Vorgängen in bestimmten Massenverhältnissen verbinden, ist von größter praktischer Bedeutung.

Da jede Reaktion im Verhältnis der Atomgewichte beziehungsweise Molekulargewichte oder deren Vielfachen erfolgt, lassen sich aus diesen Werten beliebige andere Verhältnisse errechnen. Wir können damit die Stoffmengen, die an einem chemischen Vorgang beteiligt sind, ermitteln.

Beim Brennen von Kalkstein ist es beispielsweise möglich, die Menge an Branntkalk zu berechnen, die aus einer Tonne des Ausgangsmaterials erzeugt werden kann. Gleichfalls läßt sich die für das Löschen des Branntkalks notwendige Wassermenge bestimmen.

Wird bei einer Bodenuntersuchung auf einer Ackerfläche ein zu großer Säuregehalt des Bodens festgestellt, so ist zu errechnen, wieviel Kalk zugegeben werden muß, um einen für das Wachstum der Pflanzen günstigen *p*H-Wert zu erreichen.

Schon an diesen Beispielen wird deutlich, welche große praktische Bedeutung derartige Berechnungen in der wissenschaftlichen Forschung und in der industriellen und landwirtschaftlichen Produktion haben. Das Lösen derartiger Aufgaben bezeichnet man als **stöchiometrisches**[1]) **Rechnen.**

1. Mengenberechnungen aus chemischen Reaktionsgleichungen. An Beispielen wollen wir die Durchführung derartiger Berechnungen kennenlernen.

1. Beispiel: Wieviel Kilogramm Wasser sind nötig, um 50 kg Branntkalk CaO vollständig in Löschkalk $Ca(OH)_2$ umzuwandeln?

Wir stellen zunächst die Reaktionsgleichung für den chemischen Vorgang auf:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2\,.$$

Nach dem Gesetz der konstanten Proportionen vereinigt sich 1 Mol Kalziumoxid mit einem Mol Wasser zu einem Mol Kalziumhydroxid. Die entsprechenden Zahlenwerte werden unter die Formeln der Gleichung geschrieben:

[1]) stöcheion (griechisch) = Buchstabe, Grundzahl.

$$\underset{56g}{CaO} + \underset{18g}{H_2O} \rightarrow \underset{74g}{Ca(OH)_2}.$$

Die in der Aufgabe gegebenen Werte sowie den gesuchten Wert schreiben wir über die Formeln der Gleichung:

$$\underset{56g}{\overset{50kg}{CaO}} + \underset{18g}{\overset{x kg}{H_2O}} \rightarrow \underset{74g}{Ca(OH)_2}.$$

Der Wert x wird mit Hilfe einer Proportion errechnet:

$$56 : 50 = 18 : x$$
$$x = \frac{50 \cdot 18}{56}$$
$$x \approx 16{,}1.$$

Zur Bildung des Kalziumhydroxids sind also 16,1 kg Wasser erforderlich.

2. Beispiel: Wieviel Tonnen Sauerstoff (bzw. Luft) sind zur vollständigen Verbrennung von 1 t Kohlenstoff notwendig?

Wir stellen zunächst wieder die Reaktionsgleichung für diesen chemischen Vorgang auf:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2.$$

1 Grammatom Kohlenstoff und ein Mol Sauerstoff vereinigen sich zu einem Mol Kohlendioxid. Die entsprechenden Zahlenwerte werden unter die Symbole beziehungsweise Formeln der Gleichung geschrieben und der in der Aufgabe gegebene Wert sowie der gesuchte Wert darüber vermerkt:

$$\overset{1t}{\underset{12g}{C}} + \underset{32g}{\overset{x t}{O_2}} \rightarrow \underset{44g}{CO_2}.$$

Es ergibt sich:

$$12 : 1 = 32 : x$$
$$x = \frac{1 \cdot 32}{12}$$
$$x \approx 2{,}7.$$

Es werden also 2,7 t Sauerstoff zur Verbrennung von 1 t Kohlenstoff benötigt.

Eine solche Angabe ist wichtig, um zum Beispiel den ausreichenden Luftzustrom zu einem Heizkessel zu gewährleisten.

Die Angabe des Sauerstoffverbrauchs in Masseneinheiten ist jedoch nicht sehr zweckmäßig, da in der Praxis Gase nach ihrem Volumen gemessen werden. Wir müßten also die Masse 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 im Normzustand ein Volumen von 22,4 Litern ein. Dieses Volumen bezeichnet man als Molvolumen.

Das heißt:

2 g Wasserstoff
32 g Sauerstoff
28 g Stickstoff
} nehmen einen Raum von **22,4 l** ein.

Mit Hilfe dieser Beziehung können wir die in unserem Beispiel gefundene Sauerstoffmenge von 2,7 t umrechnen.

32 g Sauerstoff nehmen einen Raum von 22,4 l ein
32 kg Sauerstoff nehmen einen Raum von 22,4 m³ ein
32 t Sauerstoff nehmen einen Raum von 22400 m³ ein
2,7 t Sauerstoff nehmen einen Raum von x m³ ein

$$32 : 2{,}7 = 22400 : x$$

$$x = \frac{2{,}7 \cdot 22400}{32}$$

$$x = 1890$$

2,7 t Sauerstoff nehmen im Normzustand ein Volumen von 1890 m³ ein. Für das Verbrennen von 1 t Kohlenstoff benötigt man also rund 1890 m³ Sauerstoff. Da dieser nur $\frac{1}{5}$ der Luft ausmacht, entspricht das 1890 m³ · 5 ≈ 9450 m³ Luft.

2. Berechnung prozentualer Anteile von Elementen und Elementoxiden. Unter Ausnutzung des Gesetzes der konstanten Proportionen kann auch der Anteil einzelner Bestandteile einer Verbindung berechnet werden. Das spielt zum Beispiel bei der Errechnung der Wirksamkeit von Düngemitteln eine wichtige Rolle. Dabei wird zum Teil auf die Oxide der wirksamen Bestandteile umgerechnet.

Beispiel: Wie groß ist der Prozentgehalt an Kalzium, ausgedrückt als Kalziumoxid, im Kalziumhydroxid?

Kalziumhydroxid hat die Formel $Ca(OH)_2$. Es enthält also 1 Atom Kalzium. Einem Molekül dieser Verbindung entspricht daher ein Molekül CaO, einem Mol Kalziumhydroxid ein Mol Kalziumoxid

$$\underset{74\,g}{Ca(OH)_2} \triangleq \underset{56\,g}{CaO}$$

Da der Prozentgehalt auszurechnen ist, wird auf 100 g $Ca(OH)_2$ bezogen.

$$\underset{74\,g}{\overset{100\,g}{Ca(OH)_2}} \triangleq \underset{56\,g}{\overset{x\,g}{CaO}}$$

Daraus folgt die Proportion

$$74 : 100 = 56 : x$$

$$x = \frac{56 \cdot 100}{74} \qquad x \approx 76$$

Der Prozentgehalt an Kalzium, angegeben als Kalziumoxid, beträgt für Kalziumhydroxid rund 76% CaO.

Reaktionswärme

Wir wissen bereits, daß alle chemischen Vorgänge mit Wärmeumsetzungen verbunden sind. Wärme kann dabei aufgenommen (endotherme Vorgänge) oder abgegeben werden (exotherme Vorgänge). Bei einigen exothermen Vorgängen ist die Wärmeabgabe leicht festzustellen, da die frei werdende Wärmemenge sehr groß ist und deshalb zum Aufglühen oder zu Flammenerscheinungen führt. In anderen Fällen sind die auftretenden Wärmemengen geringer, so daß sich die dadurch hervorgerufene Temperaturänderung gut messen läßt.

Versuch 35: *In ein Dewargefäß, das die Abgabe von Wärme an die umgebende Luft verhindern soll, werden 100 ml 10%ige Natriumhydroxidlösung gegeben. In die Lösung taucht ein Thermometer mit $\frac{1}{10}$ °C Teilung (Abb. 81).*
Es werden 100 ml 10%ige Schwefelsäure zugegeben.
Beobachte die Temperaturänderung!

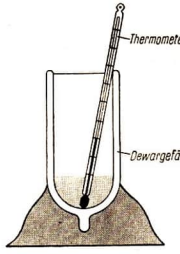


Abb. 81 Nachweis der Temperaturänderung bei der Reaktion von Natriumhydroxidlösung mit Schwefelsäure

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

Versuch 36: *In der Versuchsanordnung von Versuch 35 werden zu 200 ml 10%iger Natriumhydroxidlösung viermal nacheinander jeweils 2 ml konzentrierte Schwefelsäure gegeben.*
Beobachte nach jeder Zugabe die Temperaturänderung!

Zu entsprechenden Ergebnissen kommt man auch bei der Untersuchung anderer Reaktionen. Es ergibt sich:

Die Reaktionswärme einer Reaktion ist der umgesetzten Stoffmenge proportional.

Die angegebene oder aufgenommene Wärmemenge kann mit besonderen Geräten gemessen und in Kilokalorien (kcal) angegeben werden. Dabei ist es jedoch notwendig, sich auf bestimmte Stoffmengen zu beziehen. Es ist üblich, die Reaktionswärme (Q) für die Umsetzung eines Grammatoms beziehungsweise eines Mols der beteiligten Stoffe anzugeben.

Für die Verbrennung von Kohlenstoff, einen exothermen Vorgang, gilt die Gleichung

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

1 Grammatom Kohlenstoff + 1 Mol Sauerstoff → 1 Mol Kohlendioxid

12 g Kohlenstoff + 32 g Sauerstoff → 44 g Kohlendioxid

Bei dieser Reaktion werden 94,0 kcal Wärme abgegeben. Die bei einer Reaktion abgegebenen Wärmemengen (exothermer Vorgang) werden mit negativem Vorzeichen

(−), aufgenommene (endothermer Vorgang) mit positivem Vorzeichen (+) versehen.

Nach dieser Festlegung können wir die Reaktionswärme auch bei der chemischen Gleichung vermerken. Wir schreiben:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad Q = -94{,}0\,\text{kcal}.$$

Die Reduktion von Kohlendioxid zu Kohlenmonoxid ist ein endothermer Vorgang, bei dem die Reaktionswärme 41,2 kcal beträgt:

$$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO \qquad Q = +41{,}2\,\text{kcal}.$$

Bei der Herstellung von Generatorgas laufen beide Vorgänge nacheinander ab, weil zunächst Kohlendioxid gebildet und anschließend zum Kohlenmonoxid reduziert wird.

Bei der Bildung von einem Mol Kohlendioxid werden 94,0 kcal frei. Bei der anschließenden Reduktion werden 41,2 kcal davon wieder verbraucht. Die Reaktionswärme für den Gesamtvorgang erhält man durch Addition der beiden Teilgleichungen:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$	$Q = -94{,}0$ kcal
$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO$	$Q = +41{,}2$ kcal
Gesamtvorgang: $2\,C + O_2 \rightarrow 2\,CO$	$Q = -52{,}8$ kcal

Auch der Gesamtvorgang ist also exotherm (siehe Seite 67). Wir erkennen aus dem angeführten Beispiel, daß man die Reaktionswärme für einen Vorgang, der in mehreren Stufen abläuft, aus den Reaktionswärmen dieser Stufen errechnen kann.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Erläutere den Unterschied zwischen Atomgewicht und Grammatom sowie zwischen Molekulargewicht und Mol!*
2. *Bei allen quantitativen Untersuchungen ist es zweckmäßig, Mittelwerte aus einer größeren Zahl von Einzelmessungen zu berechnen. Begründe dieses Vorgehen!*
3. *Erläutere an einem Beispiel das Gesetz der konstanten Proportionen! Vergleiche die Aussagen dieses Gesetzes mit denen des Gesetzes von der Erhaltung der Masse!*
4. *Errechne das Molekulargewicht folgender Verbindungen:*
   FeO, Fe_2O_3, $NaCl$, H_2CO_3, Na_2CO_3, $Al_2(SO_4)_3$!
5. *Welche Menge sind*
   a) 1 Grammatom Eisen (Aluminium, Schwefel)?
   b) 1 Mol Sauerstoff (Wasserstoff, Kochsalz, Natriumoxid, Kohlendioxid)?
6. *Welche Volumina nehmen*
   1 Mol Wasserstoff
   3 Mole Sauerstoff
   8 Mole Kohlendioxid
   im Normzustand ein?
7. *Rechne in Volumina (im Normzustand) um:*
   a) 6 g Wasserstoff
   b) 22 g Kohlendioxid
   c) 22 g Kohlenmonoxid!

8. *Rechne folgende, im Normzustand gemessene Volumina in Massen um:*
   a) 44,8 l Sauerstoff
   b) 16,3 l Stickstoff
   c) 260 ml Kohlenmonoxid!
9. *Wieviel Gramm Wasser entstehen bei der Verbrennung von 2,3 g Wasserstoff?*
10. *Es sollen 5 g festes Natriumhydroxid hergestellt werden, indem man Natrium mit Wasser zur Reaktion bringt und die entstehende Lösung eindampft. Wieviel Gramm Natrium sind notwendig?*
11. *50 g Kalziumkarbonat werden im* Kippschen *Apparat mit Salzsäure zur Reaktion gebracht.*
    a) Wieviel Liter Kohlendioxid können theoretisch daraus hergestellt werden?
    b) Wieviel Gramm Salzsäure wären notwendig, wenn wir 20%ige Säure benutzen?
12. *Aus Aluminium und Eisen(III)-oxid soll im stöchiometrischen Verhältnis ein Reaktionsgemisch hergestellt werden.*
    a) Wieviel Eisenoxid ist notwendig, wenn 10 kg Eisen benötigt werden und angenommen wird, daß sich das Oxid vollständig umsetzt?
    b) Welche Menge Aluminium ist für das Gemisch notwendig?
13. *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 Kohlendioxid (im Normzustand) ist maximal im Gichtgas enthalten (aus Kalkstein und aus Koks)?
14. *Kalkstickstoff ist ein Düngemittel, das 62% Kalziumzyanamid $CaCN_2$, 17% Kalziumoxid und 21% andere Bestandteile enthält. Berechne*
    a) den Prozentgehalt an Kalzium, bezogen auf Kalziumoxid (CaO)
    b) den Prozentgehalt an Stickstoff, bezogen auf Stickstoff (N)!
15. *Wieviel Liter Kohlendioxid kann man einer Stahlflasche entnehmen, die 8 kg flüssiges Kohlendioxid enthält? (Von dem in der Stahlflasche verbleibenden Rest an Kohlendioxid wird abgesehen.)*
16. *Wieviel Gramm Natriumhydroxid werden theoretisch zur Herstellung von 100 g Natriumkarbonat benötigt?*
17. *Berechne die theoretische Zusammensetzung von Generatorgas und Wassergas! Vergleiche die gefundenen Werte mit den Angaben in Tabelle 4!*
18. *Die Litermassen einiger Gase wurden bestimmt:*

    Kohlendioxid zu 1,98 $\frac{g}{l}$; Wasserstoff zu 0,09 $\frac{g}{l}$; Sauerstoff zu 1,43 $\frac{g}{l}$.

    Berechne die Molekulargewichte!
19. *a) Wieviel Kilogramm Kohlendioxid müssen 10 kg Kalkmörtel, die 24% Kalziumhydroxid enthalten, aufnehmen, wenn sich beim Abbinden Kalziumkarbonat bildet?*
    b) Wieviel Liter des Gases sind das?
    c) Wieviel Wasser entsteht dabei?

Bei allen Berechnungen können folgende gerundeten Atomgewichte benutzt werden:

H: 1	*Na: 23*	*Ca: 40*
C: 12	*Al: 27*	*Fe: 56*
N: 14	*S: 32*	
O: 16	*Cl: 35,5*	



Modernes Gebrauchsglas

Formschöne und zweckmäßige Gefäße werden aus dem Werkstoff Glas hergestellt. Sehr viele Glasgeräte werden im Haushalt, in der Industrie und im Labor verwendet. Glas besteht aus Verbindungen des Elements Silizium, das wir im folgenden Kapitel näher kennenlernen werden.

4. KAPITEL

Silizium und seine wichtigsten Verbindungen

Silizium

Silizium ist ein chemisches Element. Es hat das Symbol Si. Silizium gehört wie Kohlenstoff zu den Nichtmetallen und ist wie dieser vierwertig.

Silizium kommt in der Natur nicht elementar vor, es ist aber in Form seiner Verbindungen weit verbreitet. Ein Viertel der Masse unserer Erdrinde besteht aus diesem Element. Damit ist es nach dem Sauerstoff, aus dem etwa die Hälfte der Erdrinde besteht, das zweithäufigste Element. Es folgen die Elemente Aluminium, Eisen, Kalzium, Natrium, Kalium und Magnesium mit zusammen etwa 23%. Die restlichen 2% verteilen sich auf alle übrigen Elemente (Abb. 82). Der Kohlenstoff, der wichtigste Bestandteil des Pflanzen- und Tierkörpers, der außerdem in den Kohlen und in der Luft vorkommt, hat am Aufbau der Erdrinde sowie der Luft- und Wasserhülle nur einen Anteil von etwa 0,2%.

Das Silizium wurde 1823 von dem schwedischen Chemiker JÖNS JACOB BERZELIUS als Element erkannt. Er stellte es als einen Bestandteil des Kieselsteines fest und gab ihm danach den Namen[1]).

[1]) silex (lateinisch) = Kieselstein.

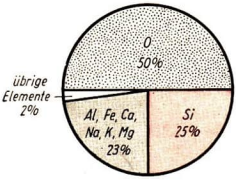


Abb. 82 Häufigkeit der Elemente in der Erdrinde

Silizium kann durch chemische Verfahren aus seinen Verbindungen dargestellt werden. Elementares Silizium ist ein brauner, pulverförmiger Stoff. Es bildet jedoch auch dunkelgraue, sehr harte Kristalle, mit denen sich Glas ritzen läßt. Das pulverförmige und das kristallisierte Silizium stellen jedoch keine verschiedenen Modifikationen dar, denn sie haben die gleiche Anordnung ihrer Atome.

Silizium verbindet sich mit den meisten Elementen erst bei hohen Temperaturen. Gegenüber Säuren ist es sehr beständig, reagiert aber mit Kalilauge oder Natronlauge. Die Eigenschaften des Siliziums und der Aufbau seiner Verbindungen zeigen Ähnlichkeiten mit denen des Kohlenstoffs.

Silizium ist das zweithäufigste Element der Erdrinde. Es hat das Symbol Si. In seinen Eigenschaften und dem chemischen Verhalten ähnelt es dem Kohlenstoff.

Siliziumdioxid

Eine wichtige Verbindung des Siliziums ist das **Siliziumdioxid SiO_2.** Es ist unter den am Aufbau der Erdrinde beteiligten Verbindungen die häufigste. Seine Zusammensetzung entspricht der des Kohlendioxids:



SiO_2



CO_2

Im Gegensatz zum gasförmigen Kohlendioxid ist das Siliziumdioxid aber ein fester, sehr harter Stoff. Es kommt in der Natur als **Quarz** vor. Der Sand besteht aus vielen kleinen Quarzkörnern. Quarz ist auch als Gemengebestandteil in Gesteinen wie zum Beispiel im Granit enthalten.

Reinen Quarz findet man in der Natur zuweilen in gut ausgebildeten, wasserklaren Kristallen als **Bergkristall** (Abb. 83).

Siliziumdioxid ist chemisch gegen die meisten Säuren sehr widerstandsfähig. Durch Magnesium kann es zu Silizium reduziert werden. Wegen seiner Härte wird

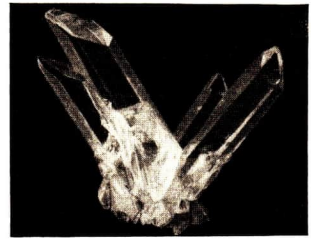


Abb. 83 Bergkristall

Siliziumdioxid in Form von kleinen Quarzkörnern auf Gewebe oder starkes Papier geleimt (Sandpapier) und so zum Glätten von Oberflächen bei der Holzbearbeitung verwendet.

Der Quarzsand wird in großen Mengen zur Bereitung von Mörtel genutzt. Er ist auch ein wichtiger Ausgangsstoff für die Glasindustrie.

Das Siliziumdioxid SiO_2 kommt als Quarz in der Natur vor. Es wird zur Herstellung von Sandpapier benutzt, dient zur Mörtelbereitung und ist ein wichtiger Ausgangsstoff für die Glasherstellung.

Kieselsäure

Silizium bildet noch andere Verbindungen, die in ihrer Zusammensetzung denen des Kohlenstoffs entsprechen.

Kohlendioxid setzt sich mit Wasser teilweise zu Kohlensäure um. Die Kohlensäure ist außerordentlich unbeständig und zerfällt leicht in Kohlendioxid und Wasser:

$$H_2CO_3 \rightleftarrows CO_2 + H_2O\ .$$

Auch vom Silizium ist eine Säure bekannt, deren Zusammensetzung der der Kohlensäure entspricht. Es ist die **Kieselsäure H_2SiO_3**.

Name	Formel	Anhydrid
Kohlensäure	H_2CO_3	CO_2
Kieselsäure	H_2SiO_3	SiO_2

Siliziumdioxid ist das Anhydrid der Kieselsäure. Im Gegensatz zur Kohlensäure kann man Kieselsäure jedoch nicht durch Umsetzung des Anhydrids mit Wasser herstellen. Die Kieselsäure ist noch schwächer als die Kohlensäure. Wird ihr Wasser entzogen, so entsteht ihr Anhydrid:

$$H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + H_2O\ .$$

Siliziumdioxid ist das Anhydrid der Kieselsäure H_2SiO_3. Kieselsäure ist eine sehr schwache Säure, aus der bei Wasserentzug Siliziumdioxid entsteht.

Silikate

Die Salze der Kieselsäure heißen **Silikate.** Sie sind im Gegensatz zur Säure sehr beständige Verbindungen. Silikate lassen sich nicht durch Umsetzung der Säure mit Metallen oder Basen darstellen.

Einen Weg zu ihrer Herstellung zeigt uns wieder der Vergleich mit den entsprechenden Verbindungen der Kohlensäure, den Karbonaten.

Karbonate konnten wir durch Einwirkung des Anhydrids der Kohlensäure, des Kohlendioxids, auf eine Base herstellen. Wir prüfen, ob die Silikate in gleicher Weise aus dem Anhydrid der Kieselsäure und Basen dargestellt werden können.

Versuch 37: *In ein Reagenzglas geben wir feingepulvertes Siliziumdioxid und erhitzen einige Zeit mit konzentrierter Natronlauge. Ein Tropfen der klaren Lösung wird eingedampft.*

Es entsteht **Natriumsilikat Na_2SiO_3.** Die Gleichung für den Vorgang lautet:

$$2\,NaOH + SiO_2 \rightarrow H_2O + Na_2SiO_3\,.$$

Die sirupartige Lösung von Natriumsilikat in Wasser wird als **Natronwasserglas** bezeichnet.

Bei der Untersuchung der Kohlensäure haben wir festgestellt, daß diese durch Einwirkung starker Säuren aus ihren Salzen ausgetrieben wird. Wir lassen nun starke Säuren auf ein Silikat einwirken.

Versuch 38: *Zu 2 ml Wasserglaslösung wird konzentrierte Salzsäure gegeben. Beobachte!*

Die sich zunächst bildende Kieselsäure zerfällt in Wasser und Siliziumdioxid, das sich als gallertartige Masse ausscheidet.

Versuch 39: *Zu 2 ml verdünnter Wasserglaslösung wird stark verdünnte Salzsäure gegeben.*
Vergleiche das Ergebnis dieses Versuches mit dem von Versuch 38!

Wird verdünnte Wasserglaslösung mit stark verdünnter Salzsäure versetzt, so bleibt die Kieselsäure in Lösung und scheidet sich oft erst nach sehr langer Zeit aus. In sehr geringen Mengen ist Kieselsäure vielfach im Grundwasser enthalten. Zahlreiche Pflanzen nehmen die im Wasser gelöste Kieselsäure auf und scheiden Siliziumdioxid in den Zellen als kleine Kristalle ab, die das Gewebe stützen. Die scharfen Kanten der Blätter vieler Gräser (besonders auf sauren Böden) sind auf solche Quarzeinlagerungen zurückzuführen.

Die Schalen der Kieselalgen bestehen aus Siliziumdioxid. Nach dem Absterben dieser Lebewesen sinken die Schalen zu Boden und bilden die **Kieselgur.**

Aus natürlichem kieselsäurehaltigem Wasser scheidet sich gelegentlich in Hohlräumen im Gestein kristallisierter Quarz ab. Auf diese Weise entsteht der aus verschieden gefärbten Schichten bestehende **Achat.** Der Achat wird wegen seiner schönen Farben als Schmuckstein und wegen seiner Härte zur Herstellung von Reibschalen sowie Lagern für Uhren und Waagen verwendet.

Eine Kieselsäureabscheidung ist auch der **Feuerstein.** Er ist sehr hart und zerfällt beim Zerschlagen in Stücke mit scharfkantigem Bruch. Wegen dieser Eigenschaften wurde Feuerstein von den Menschen der Steinzeit als Material für die Herstellung von Werkzeugen und Waffen verwendet.

Wir wollen noch eine weitere Möglichkeit der Silikatbildung kennenlernen.

Versuch 40: *In einem schwerschmelzbaren Reagenzglas wird ein Gemisch von feingepulvertem Siliziumdioxid und Blei(II)-oxid PbO im Gebläse verschmolzen (Abb. 84). Mit einem Draht wird ein Faden aus der Schmelze gezogen.*

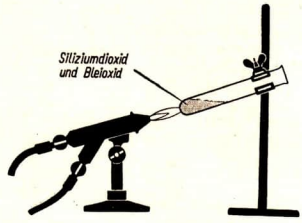


Abb. 84 Herstellung von Bleisilikat

Für die Bildung von **Bleisilikat** können wir folgende Gleichung aufstellen:

$$PbO + SiO_2 \rightarrow PbSiO_3 .$$

Das Bleisilikat erstarrt zu einer glasartigen, festen Masse, die sich in Wasser nicht löst.

Die meisten Silikate sind in Wasser praktisch unlöslich. Neben dem Siliziumdioxid sind sie Bestandteile der Silikatgesteine. In den Gesteinen treten vor allem Gemische von Natrium-, Kalium-, Kalzium-, Magnesium-, Aluminium- und Eisensilikaten auf.

Von den bekannten Silikaten sind lediglich Natriumsilikat und Kaliumsilikat wasserlöslich (Wasserglas). Man verwendet sie zum Tränken von Holz und Geweben, die dadurch feuerfest werden. Allerdings ist der Schutz nur vorübergehend, da Feuchtigkeit und Kohlendioxid der Luft den Überzug langsam zerstören.

Rührt man Wasserglas mit Kalzium-, Magnesium- oder Zinkoxid zu einem Brei an, so entsteht ein Kitt, der unter Bildung unlöslicher Silikate erstarrt. Wasserglaslösungen dienen auch zur Herstellung von Büroleim. Wasserglas wird ferner zum Konservieren von Eiern benutzt. Dabei setzt sich das Natriumsilikat mit dem Kalziumkarbonat der Kalkschale unter Bildung von Kalziumsilikat um, das die Poren der Eierschalen verschließt und so das Eindringen von Bakterien verhindert.

Silikate sind die Salze der Kieselsäure. Sie können durch Umsetzung von Siliziumdioxid mit Basen oder Basenanhydriden hergestellt werden.

Glas

1. Der technische Prozeß der Glasherstellung. Der Werkstoff Glas ist den Menschen schon seit sehr langer Zeit bekannt. Das älteste Glasstück wurde in Ägypten gefunden. Es stammt aus einer Zeit um 5000 v. u. Z. Inschriften und Funde beweisen, daß vor etwa 4000 Jahren, wahrscheinlich im Gebiet der Republik Irak, Glas hergestellt wurde. Die Römer eigneten sich bei der Eroberung Ägyptens die Technik der Glasherstellung an und entwickelten sie weiter. Während man zunächst nur Klumpen aus trübem Glas als wertvollen Schmuck erzeugen konnte, war es den Römern bereits möglich, einfache Geräte aus Glas anzufertigen, deren Gebrauch sich jedoch nur reiche Römer gestatten konnten.

Mit der gewaltsamen Ausdehnung des römischen Reiches gelangte die Kenntnis von der Glaserzeugung auch nach Deutschland. In den alten Römerstädten Köln, Worms und Trier wurde Glas hergestellt. Italien blieb aber während des ganzen Mittelalters der wichtigste Erzeuger von Glas in Europa.

In Deutschland entwickelten sich im Thüringer Wald und im Schwarzwald die Anfänge der Glasherstellung. Über das erzeugte Glas verfügte noch bis ins 13. Jahrhundert vor allem die Kirche. Während in dieser Zeit die Fenster in Klöstern und anderen kirchlichen Bauten mit dem damals kostbaren Werkstoff Glas ausgestattet wurden, mußten die Bauern in düsteren Wohnungen leben, deren Luken nur notdürftig verschlossen waren.

Als später die Landesherren über die Glasherstellung verfügten, wurde mehr Glas erzeugt, aber es kam nur denen zugute, die es sich auf Grund ihres Reichtums kaufen konnten.

Erst mit der Entwicklung industrieller Verfahren zur Sodaherstellung, der Nutzung von Kohle als Energiequelle und der Einführung der SIEMENSschen Regenerativfeuerung wurden Voraussetzungen dafür geschaffen, daß das Glas zu einem der wichtigsten Werkstoffe werden konnte, dem sich immer weitere Verwendungsgebiete erschließen.

a) Chemische Grundlagen. Bei Versuch 40 sahen wir, daß beim Verschmelzen von Bleioxid mit Siliziumdioxid ein Silikat mit glasartigen Eigenschaften entsteht.

Entsprechend diesem Versuch können auch aus anderen Metalloxiden und Quarz Silikate mit derartigen Eigenschaften hergestellt werden.

Unsere gebräuchlichen Glassorten sind Mischsilikate, die aus möglichst billigen Ausgangsstoffen hergestellt werden. In großen Mengen erzeugt man heute ein Natrium-Kalzium-Mischsilikat.

Natriumoxid Na_2O und Kalziumoxid CaO kommen jedoch nicht als Ausgangsstoffe für die technische Glasherstellung in Frage, da sie erst in besonderen technischen Verfahren aus anderen Verbindungen erzeugt werden. Dadurch würde das hergestellte Glas sehr teuer. Man benutzt deshalb außer Siliziumdioxid die Karbonate des Natriums und des Kalziums (Soda und Kalkstein) als Ausgangsstoffe. Für die chemischen Vorgänge in der Schmelze können wir folgende Gleichungen aufstellen:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow ,$$

$$CaCO_3 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2 \uparrow .$$

Unsere Darstellung der Vorgänge ist aber gegenüber den in der Glasschmelze tatsächlich ablaufenden Reaktionen wesentlich vereinfacht.

b) Technische Durchführung. Ausgangsstoffe. Für die Glasherstellung verwendet man sehr feinen **Sand** (Siliziumdioxid). Zur Herstellung von optischem Glas achtet man vor allem darauf, daß der Sand nur ganz geringe Mengen Eisenoxid enthält, weil sonst das Glas grün gefärbt würde.

Der zur Glaserzeugung verwendete **Kalkstein** (Kalziumkarbonat) soll ebenfalls möglichst wenig Begleitstoffe (besonders Eisenverbindungen) enthalten.

Soda (Natriumkarbonat) wird den Glaswerken von den Sodafabriken geliefert.

Außerdem dient als Ausgangsstoff **Scherbenglas,** das das Schmelzen der Glasmasse erleichtert. Dadurch werden gleichzeitig wertvolle andere Ausgangsstoffe eingespart.

Aufbereitung. Die Ausgangsstoffe werden den Glaswerken meist gemahlen geliefert. Ihre Korngröße muß 0,1 bis 0,3 mm betragen. Sie werden abgewogen und in einem genau berechneten Massenverhältnis vermischt. Bei der Aufbereitung muß besonders sorgfältig verfahren werden, denn sehr unterschiedliche Korngrößen der

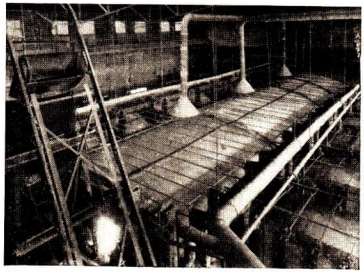


Abb. 85 Wannenofen in einer Torgauer Glashütte

einzelnen Gemengebestandteile, ungenaues Wägen und schlechtes Mischen führen zu Fehlern im Glas.

Chemische Umsetzung. Das fertige Gemenge wird in Schmelzöfen gebracht. Es gibt Wannenöfen und Hafenöfen.

Der **Wannenofen** (Abb. 85) dient zur Erzeugung großer Glasmengen. Er besteht aus einer großen feuerfesten Wanne (Abb. 86), die etwa 1 m tief ist und bis 1000 Tonnen Glasschmelze aufnehmen kann. Die Wanne ist überdeckt von einem Gewölbe aus feuerfesten Steinen.

Auf der einen Seite wird das Ausgangsgemisch in die Schmelzwanne eingebracht. Da auf der anderen Seite aus der Arbeitswanne ständig Glas zur Verarbeitung entnommen wird, bewegt sich die Schmelze langsam durch die Wanne.

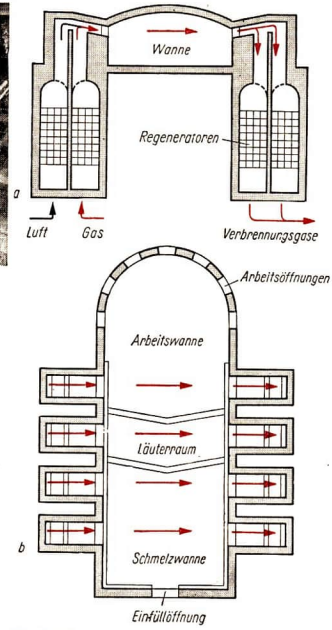


Abb. 86 Schematische Darstellung eines Wannenofens a) Aufriß b) Grundriß

In der Mitte der Wanne sorgen Schwimmer dafür, daß keine ungeschmolzenen Teile in den Arbeitsraum gelangen.

Überlege, nach welcher Arbeitsweise (hinsichtlich Beschickung und Entnahme) das Glas im Wannenofen hergestellt wird!

Die Beheizung der Öfen geschieht häufig mit einem Generatorgas-Luft-Gemisch, das an einer Seite des Ofens einströmt und verbrennt. Die Verbrennungsgase ziehen an der anderen Seite ab.

Um eine gute Ausnutzung der Wärmeenergie und möglichst hohe Temperaturen zu erreichen, wird die Siemenssche Regenerativfeuerung angewandt (Abb. 86).

Bei Temperaturen von 1300 bis 1500 °C wird das Gemenge der Ausgangsstoffe zu einer sirupartigen Masse zusammengeschmolzen.

Bei dieser chemischen Umsetzung entsteht Kohlendioxid, das jedoch nur unvollständig entweicht. Ein Teil bleibt in Form von kleinen Glasbläschen in der zähen

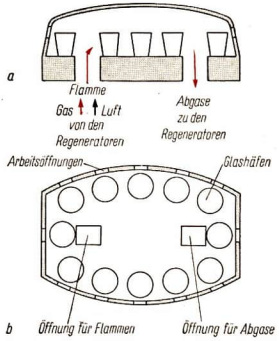


Abb. 87 Schematische Darstellung eines Hafenofens a) Aufriß b) Grundriß

Schmelze. Da das Glas später jedoch blasenfrei sein soll, setzt man der Glasschmelze Stoffe hinzu, die leichtflüchtige Gase entwickeln, wenn die Karbonate bereits zersetzt sind. Diese Gase nehmen beim Aufsteigen aus der Schmelze die Kohlendioxidbläschen mit. Diesen Vorgang bezeichnet man als **Läutern** der Schmelze. Die zugegebenen Stoffe heißen **Läuterungsmittel.** Im Wannenofen erfolgt das Läutern in der Mitte zwischen den Schwimmern (Abb. 86). Die geläuterte Schmelze muß noch einige Zeit abstehen, ehe sie verarbeitet werden kann.

Im **Hafenofen** wird das Glas in einzelnen Schmelzgefäßen hergestellt (Häfen). Sie stehen in dem aus feuerfesten Steinen aufgebauten Ofen (Abb. 87). Die **Häfen** (Abb. 88), die einen Durchmesser von $\frac{1}{2}$ bis $1\frac{1}{2}$ m haben, werden aus besonders geeigneten Tonen hergestellt und nach monatelangem Trocknen langsam zur Rotglut erhitzt.

Dann wird das Gemenge eingefüllt und darin geschmolzen. Die fertige Schmelze wird verarbeitet und der Hafen erneut mit Gemenge gefüllt. Ein Hafen hält etwa drei Monate. Er darf während dieser Zeit nie völlig erkalten.

Der Hafenofen arbeitet periodisch und ist daher für die ständige Entnahme von Glasschmelze zur maschinellen Verarbeitung ungeeignet.

Früher wurde Glas nur in Hafenöfen hergestellt. Heute wird der Hafenofen immer dann mit Vorteil angewandt, wenn man kleinere Mengen bestimmter Spezialgläser (zum Beispiel für optische Geräte) herstellen will. Außerdem ermöglicht er das Schmelzen verschiedener Glassorten in einem Ofen.

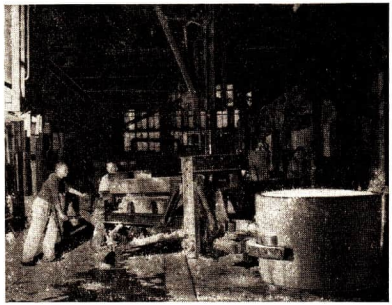


Abb. 88 Transport eines Glashafens mit flüssigem Glas

2. Glassorten. Wir haben die Herstellung von Glas am Beispiel des Natrium-Kalzium-Glases erläutert. Diese Glassorte wird in großen Mengen zu Fensterglas, Flaschen, Konservengläsern und anderen Massenartikeln verarbeitet.

Man kann die Eigen-

schaften des Glases beeinflussen, indem man die Zusammensetzung der Ausgangsstoffe verändert. Wird Kaliumkarbonat (Pottasche) an Stelle von Soda verwendet, so erhält man ein Glas, das bei höherer Temperatur schmilzt und deshalb zur Herstellung von Laborgeräten dient. Dieses Glas hatte früher, als man Soda noch nicht in großen Mengen herstellen konnte und auf das aus Holzasche hergestellte Kaliumkarbonat angewiesen war, allgemeinere Bedeutung.

Wird Kalziumkarbonat durch Bleioxid ersetzt, so entsteht ein Glas von hoher Dichte und großem Lichtbrechungsvermögen. Es dient zur Herstellung von Linsen, Prismen und geschliffenen Glasgegenständen **(Bleikristall).**

Sand (Siliziumdioxid) läßt sich teilweise gegen Aluminiumoxid Al_2O_3 und Boroxid[1]) B_2O_3 austauschen. Borhaltige Gläser leiten die Wärme gut und zeigen geringe Wärmeausdehnung. Das bekannte **Jenaer Glas** enthält Boroxid.

Tabelle 6 gibt einen Überblick über die Bestandteile und die Verwendung einiger wichtiger Glassorten.

Tabelle 6. Einige wichtige Glassorten

Glassorte	Bestandteile	Verwendung
Natrium-Kalzium-Glas	SiO_2, Na_2O, CaO	Behälterglas, Fensterglas
Kalium-Kalzium-Glas	SiO_2, K_2O, CaO	Kristallglas, optische Gläser, Laborgeräte
Kalium-Blei-Glas	SiO_2, K_2O, PbO	Bleikristallglas, optische Gläser
Jenaer Glas	SiO_2, Na_2O, CaO, Al_2O_3, B_2O_3, BaO, MgO	Labor- und Haushaltsgeräte, die schnellem Temperaturwechsel unterworfen sind

Wie wir bereits wissen, bilden einige Metalle farbige Salze. So sind Kupfersalze blau und Eisensalze grün gefärbt. Gibt man Oxide oder Karbonate derartiger Metalle mit in die Glasschmelze, so entstehen farbige Metallsilikate. Auf diese Weise lassen sich **Farbgläser** herstellen.

Die grüne Farbe der Bier- oder Weinflaschen ist auf Verunreinigungen von Eisenoxiden in den verwendeten Ausgangsstoffen zurückzuführen, die sich hier nicht nachteilig auswirken. Farblose Gläser erfordern jedoch weitgehend eisenoxidfreie Ausgangsstoffe.

Durch die Verwendung von Zuschlagstoffen, zum Beispiel Knochenasche oder Verbindungen des Elements Fluor, erhält man **Trübgläser.** Diese werden zu Glühlampenkolben, Leuchten und Trübglasscheiben verarbeitet. Zu den Trübgläsern zählt auch das bekannte **Milchglas.**

Glas wird durch die chemische Umwandlung eines Gemenges von Sand (Siliziumdioxid) mit Soda (Natriumkarbonat), Kalkstein (Kalziumkarbonat) oder anderen Stoffen im Schmelzofen hergestellt. Es werden Wannenöfen und Hafenöfen verwendet.

[1]) Bor ist ein Element. Es ist ein Nichtmetall mit dem Symbol B.

3. Bearbeitung von Glas. Glas hat einige besondere Eigenschaften, die für seine Verarbeitung wichtig sind. Es geht in der Hitze in einen zähflüssigen Zustand über, der eine schnelle, spanlose Verformung ermöglicht. In diesem Zustand weist das Glas zwei Eigentümlichkeiten auf. Es läßt sich gleich einer Seifenblase aufblasen oder kann zu verschiedenen Profilen ausgezogen werden. Für die Verarbeitung der Glasschmelze gibt es verschiedene Möglichkeiten, von denen wir die wichtigsten kennenlernen wollen.

a) Blasen. Eine der ältesten Methoden der Glasbearbeitung ist das Blasen mit dem Mund. Der Glasmacher bedient sich dazu der Glasmacherpfeife, einem 1,5 m langem Eisenrohr von 15 bis 30 mm Durchmesser, dessen oberer Teil mit einem hölzernen Mantel umgeben ist.

Die Herstellung von Glasgeräten durch Mundblasen ist eine Kollektivarbeit. Der „Külbelmacher" entnimmt mit dem unteren Ende der Glasmacherpfeife dem Hafen

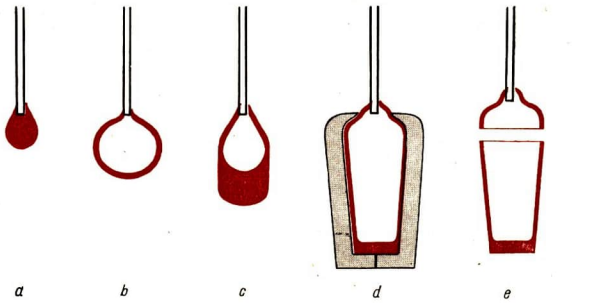


Abb. 89 Schematische Darstellung des Blasvorganges beim Mundblasen

eine kleine Menge des glühend zähflüssigen Glases (Abb. 89a), glättet sie durch Wälzen auf einer Eisenplatte und bläst sie unter ständigem Drehen und Schwenken zum **Külbel** auf (Abb. 89b). Das Külbel hat eine größere Oberfläche als das Pfeifenende und kann bei neuem Eintauchen in die Schmelze mit genau der Glasmenge bedeckt werden, die für die beabsichtigte Größe und Wanddicke des Glases benötigt wird. Dieser größere Glasposten wird von dem „Glasmacher" auf einem Holzteil durch ununterbrochenes Drehen vorgeformt (Abb. 89c). Dann bläst der Glasmacher das vorbereitete Glasteil in eine Holz- oder Gußeisenform ein (Abb. 89d) und gibt so dem Werkstück die endgültige Form. Es wird dann noch die Kappe entfernt, die die Verbindung zwischen Glasmacherpfeife und Formteil herstellt. Randbearbeitung und Veredlung der Gläser erfolgen in weiteren Abteilungen des Betriebes. Die Abbildungen 90 und 91 zeigen Glasmacher bei der Herstellung einer Flasche.

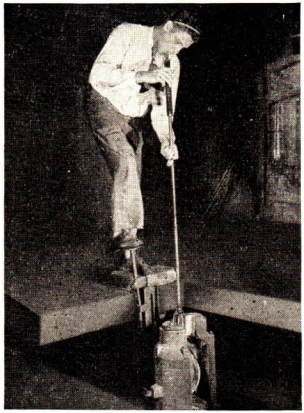


Abb. 90 Ein Glasmacher setzt das Külbel in die geöffnete Form ein.



Abb. 91 Ein Glasmacher nimmt das fertige Gerät aus der Form.

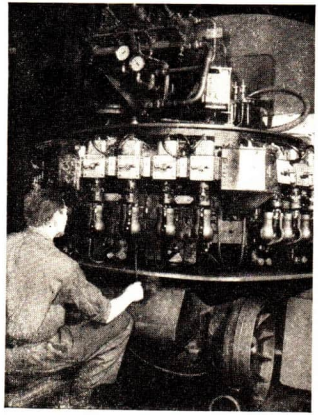


Abb. 92 Glasblasmaschine im VEB Spezialglaswerk „Einheit" Weißwasser

Auch heute noch werden sehr viele Glasartikel durch Mundblasen gefertigt. Hierzu gehören künstlerisch hochwertige Gläser, Kelche, Schalen, Vasen und Spezialgeräte für Laboratorien sowie Kolben für Rundfunk- und Fernsehröhren.

Massenartikel, wie Flaschen, Konservengläser und Glühlampenkolben, erzeugt man mit vollautomatischen **Blasmaschinen** (Abb. 92). Eine solche Maschine besteht im wesentlichen aus einem um eine senkrechte Achse drehbaren Gestell, das an mehreren Armen die Formen trägt. Ein Antrieb bewegt das Drehgestell taktartig weiter. Mit jedem Takt wird ein Arbeitsgang erledigt. Zunächst taucht eine geschlossene Vorform in die flüssige Glasschmelze. Mit Hilfe von Saugluft wird Glasmasse in den Hohlraum der Form gesaugt (Abb. 93a). Ein Messer schneidet das überschüssige Glas ab (Abb. 93b). Die eingesaugte Glas-

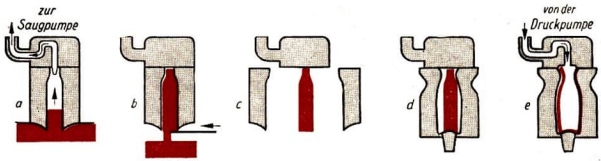


Abb. 93 Schematische Darstellung des Blasvorganges bei der Glasblasmaschine

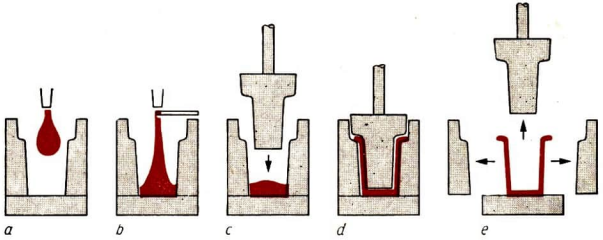


Abb. 94 Schematische Darstellung der Preßglasherstellung

masse wird, nachdem die Vorform durch die Blasform ersetzt wurde (Abb. 93d und e), zum fertigen Gefäß aufgeblasen. Dann wird die Form geöffnet und das Gefäß auf ein Transportband geschoben.

b) Pressen. Trinkgläser, Schalen, Konservenglasdeckel und andere dickwandige **Massenartikel** werden durch **Pressen** hergestellt. Beim Pressen wird eine abgemessene Menge der zähflüssigen Glasschmelze durch einen Stempel in eine Metallform gedrückt (Abb. 94). Auf diese Weise lassen sich auch **Glasdachziegel, Glasfliesen** und **Glasbausteine** herstellen.

c) Ziehen. Die Herstellung von **Flachglas** (Fensterglas) erfolgt mit Hilfe der **Tafelglasziehmaschine** (Abb. 95). Das im Wannenofen geschmolzene Glas wird in eine

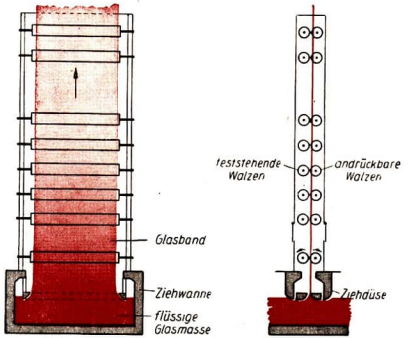


Abb. 95 Schematische Darstellung einer Tafelglasziehmaschine

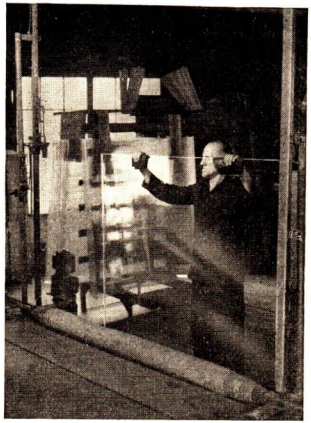


Abb. 96 Abnehmen der Glasscheiben an der Tafelglasziehmaschine

kleinere Ziehwanne geleitet. In die Schmelze taucht eine schlitzförmige Schamottedüse, aus der ein 2 m breites Glasband emporgezogen wird. Das Band durchläuft zwischen Asbestwalzen einen senkrechten, über der Düse angeordneten **Kühlschacht** von etwa 6 bis 7 m Länge. Am oberen Ende des Schachtes werden von dem gekühlten Glasband Tafeln gleicher Größe abgeschnitten und abgenommen (Abb. 96).

Besondere Ziehverfahren dienen der Herstellung von **Glasfäden,** die einen Durchmesser von 0,005 mm besitzen können.

Beim **Stabziehverfahren** werden die Enden von Glasstäben ständig auf etwa 1200 °C erhitzt. Der erste abfallende Glastropfen gelangt auf eine schnell rotierende Trommel (Abb. 97). Dadurch wird aus dem schmelzenden Glas jedes Stabes ein dünner Glasfaden ausgezogen.

Beim **Düsenziehverfahren** tritt aus einer Düse mit vielen kleinen Bohrungen flüssiges Glas, das wie beim Stabziehverfahren gestreckt wird.

Die Glasfasern können zerschnitten und zu Garn versponnen werden. **Glaswolle** erhält man, wenn das aus Düsen austretende Glas durch Preßluft zerblasen wird.

d) Walzen. Dickeres Flachglas für Schaufensterscheiben oder Spiegel wurde früher durch Gießen von flüssiger Glasmasse auf vorgewärmte Gießtische und anschließendes Auswalzen hergestellt. Heute hat man diesen periodischen Vorgang durch das kontinuierliche Walzen ersetzt.

Die Glasschmelze fließt aus der Wanne durch einen Überlauf und eine Schamotteplatte zwischen zwei Walzen, die es auf die gewünschte Stärke bringen (Abb. 98).

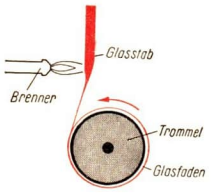
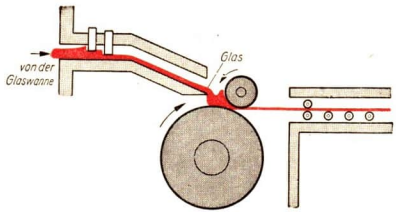


Abb. 97 Schematische Darstellung des Stabziehverfahrens



Ab. 98 Schematische Darstellung des Walzens von Glas

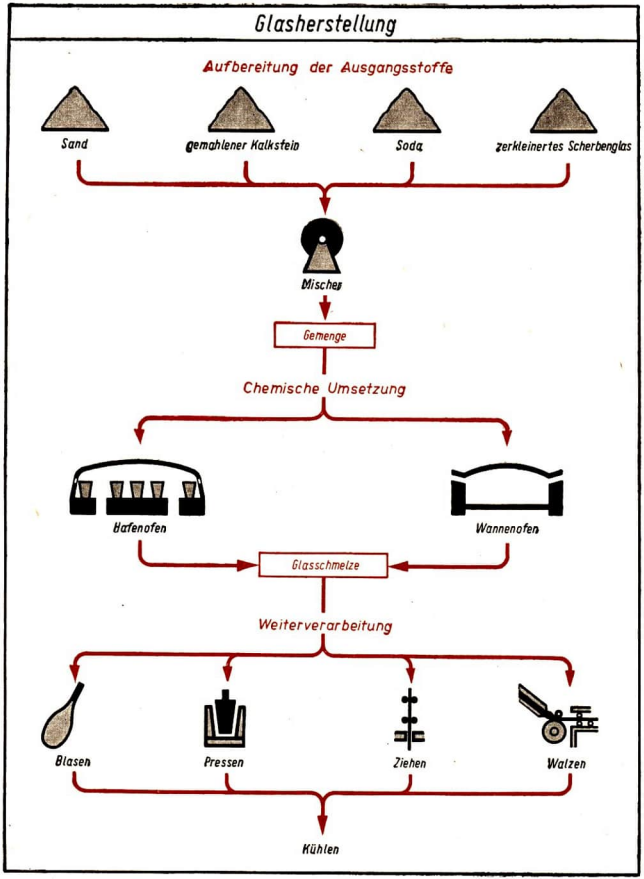


Abb. 99 Glasherstellung (schematische Darstellung)

Die Oberflächen des gewalzten Glases sind jedoch nicht völlig eben und werden deshalb durch Schleifen und Polieren nachbehandelt.

Durch Einwalzen von Drahtgeflecht in gegossenes Flachglas wird **Drahtglas** hergestellt.

e) Kühlung des geformten Glases. Während der Bearbeitung kühlen sich die Außenschicht und das Innere des geformten Glases ungleichmäßig ab. Dadurch erhalten die Gläser innere Spannungen, die zum Zerspringen führen können. Um diese Spannungen zu beseitigen, wird das Glas nach dem Formen im Kühlofen nachbehandelt.

Der **Kühlofen** hat meist die Form eines 10 bis 20 m langen Kanals, durch den sich das Glas langsam auf einem Transportband bewegt. Das eingesetzte Formglas wird zunächst wieder erwärmt und dann langsam abgekühlt. Durch die gleichmäßige Erwärmung und nachfolgende Abkühlung wird allmählich ein Spannungsausgleich erreicht.

Abbildung 99 gibt einen Gesamtüberblick über die Herstellung und Verarbeitung von Glas.

4. Verwendung von Glas. Glas ist ein außerordentlich wichtiger Werkstoff, dessen vielseitige Verwendbarkeit auf eine Reihe günstiger Eigenschaften zurückzuführen ist.

Viele **Gebrauchsgegenstände** wie Flaschen, Gläser, Schalen werden heute aus diesem Material hergestellt. Bekannt ist die Verwendung des feuerfesten Jenaer Glases für Haushaltsgeschirr (Abb. 100).

Besondere Bedeutung kommt dem Glas als **Baumaterial** zu. Dafür ist es wegen der verhältnismäßig großen Härte, der Durchsichtigkeit und der geringen Leitfähigkeit für Wärme geeignet. Die Verwendung als Fensterglas ist seit langem bekannt. Aber erst die industrielle Großherstellung aus billigen Rohstoffen machte es zu einem Massenartikel. Das widerstandsfähige Drahtglas findet für Glasüberdachungen und Fenster in Industriebauten Verwendung. Daneben werden auch Glasbausteine und Glasdachziegel hergestellt, die zum Bau von lichtdurchlässigen und gut wärmeisolierenden Wänden oder Dächern geeignet sind.



Abb. 100
Glasgeschirr vom VEB Jenaer Glaswerk Schott & Gen.

Glaswolle und Glasfasern sind außerordentlich gut wärme- und schallisolierend; sie haben deshalb als **Isoliermaterial** große Bedeutung im Bauwesen. So werden zum Beispiel Warmwasser- und Heizungsrohre mit einer dicken Schicht Glaswolle umwickelt, die man mit Pappe abdeckt und verputzt. Besondere Be-

deutung hat das Isolieren von Fernheizungsleitungen. Bei der Herstellung von Kühlschränken wird ebenfalls Glaswolle verwendet (Abb. 101).

Aus Glasfasergarnen werden Gewebe hergestellt. **Glasfasergewebe** sind nicht brennbar und werden von Chemikalien kaum angegriffen. Sie dienen unter anderem zur Anfertigung von Theaterdekorationen, Filtertüchern für die chemische Industrie und Wärmeschutzmatten.

In neuerer Zeit ist es gelungen, die große Zugfestigkeit der Glasfasern auszunutzen und dabei neue Werkstoffe zu entwickeln. Bestimmte Plaste werden zusammen mit Glasfasern oder Glasfasergeweben in heißen Formen gepreßt. Die entstehenden **glasfaserverstärkten Plaste** zeichnen sich durch geringe Masse, große Festigkeit und hohe Elastizität aus. Sie werden beim Fahrzeug- und Bootsbau eingesetzt.

Vielfältige Verwendung finden Spezialgläser bei der Herstellung optischer Geräte.



Abb. 101 Auskleiden eines Kühlschranks mit Glaswolle

Ein neuer Werkstoff ist das **Schaumglas.** Es entsteht, wenn ein Gemenge von Glaspulver und gasentwickelnden Stoffen Temperaturen von 600 bis 700 °C ausgesetzt wird. Schaumglas sieht ähnlich wie Schaumgummi aus. Es schwimmt auf dem Wasser und läßt sich sägen, bohren und nageln.

Abbildung 102 gibt einen Überblick über die Verwendung von Glas.

Die Glasindustrie der Deutschen Demokratischen Republik

Die zur Herstellung des Werkstoffes Glas notwendigen Ausgangsstoffe Sand und Kalkstein werden in unserer Republik in genügender Menge gefunden. Auch Hilfsstoffe, wie Tone zur Herstellung des feuerfesten Materials für Häfen und Öfen, stehen ausreichend zur Verfügung. Daher entwickelten sich bei uns schon frühzeitig Glashütten und Glasverarbeitungsbetriebe. Ursprünglich wurde Holz zur Beheizung der Glasöfen verwendet, und aus der Holzasche wurde gleichzeitig Kaliumkarbonat (Pottasche) hergestellt, das an Stelle der damals sehr seltenen Soda als Ausgangsstoff diente. Deshalb boten waldreiche Gebiete wie zum Beispiel der Thüringer Wald besonders günstige Voraussetzungen für die Glasherstellung.

Im 19. Jahrhundert gelang die industrielle Herstellung großer Mengen billiger Soda. Als man schließlich die Vergasung der Kohle beherrschte, erfolgte die Beheizung der Öfen mit Generatorgas. Die Abhängigkeit der Glasherstellung vom Holzvorkommen wurde dadurch beseitigt. Kohlevorkommen waren jetzt bestimmend für die Standorte neuer Glashütten. So entstand die Glasindustrie im Lausitzer Gebiet.

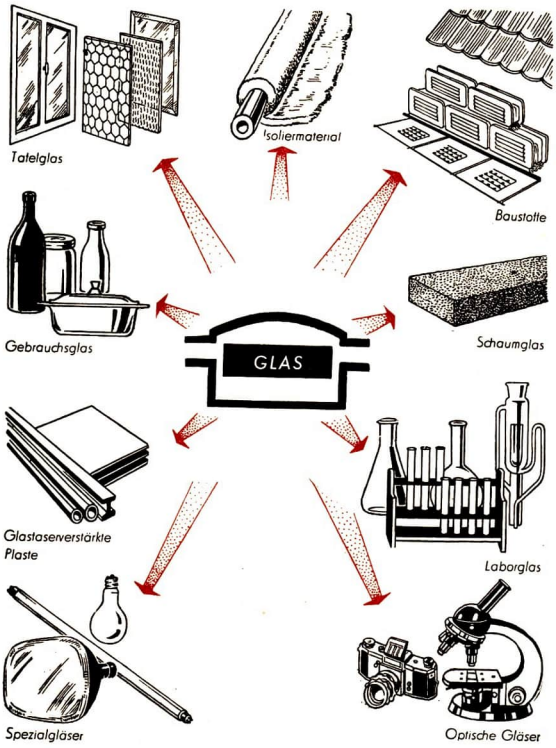


Abb. 102 Verwendung von Glas

Aber auch durch die Lage von Betrieben, die große Mengen Spezialgläser benötigten, wurde die Entstehung neuer Glaswerke beeinflußt. Der Ausbau der optischen Industrie, zum Beispiel in Jena, begünstigte dort gleichzeitig das Aufblühen der Glasindustrie.

Die Deutsche Demokratische Republik verfügt heute über eine ausgedehnte Glasindustrie, die bereits weitgehend mechanisiert ist. Die Erzeugnisse unserer großen

Betriebe, wie des VEB Jenaer Glaswerk Schott & Gen., des VEB Glaswerke Ilmenau, des VEB Oberlausitzer Glaswerke Weißwasser, des VEB Spezialglaswerk „Einheit" Weißwasser, des VEB Guß- und Farbenglaswerke Pirna-Copitz und des VEB Glaswerk Freital, helfen uns, die großen Aufgaben unseres sozialistischen Aufbaus zu lösen.

Der ständig wachsende Bedarf an Glas, vor allem auch zur Herstellung hochwertiger Preßstoffe, macht den Aufbau weiterer Glaswerke notwendig.

In den letzten Jahren wurde mit dem Bau einer Reihe neuer Glaswerke begonnen, die Spezialerzeugnisse aus Glas herstellen werden. So wird die Glashütte in Torgau zu einem großen Flachglaskombinat ausgebaut. In Taubenbach (Thüringen) begann die Produktion von Schaumglas. Der VEB Glasfaserwerk Steinach (Thüringen) wird um ein Werk zur Herstellung von Glasfasergeweben erweitert. Ferner werden drei Glasseidenwerke und zwei Fernsehkolbenwerke neu erbaut. Die weitere Entwicklung unserer Glasindustrie schafft die Möglichkeit, nicht nur unseren eigenen Bedarf an Glaserzeugnissen zu decken, sondern auch die auf Grund von Vereinbarungen zwischen den sozialistischen Staaten erteilten Aufträge, zum Beispiel zur Erzeugung von glasfaserverstärkten Plasten, zu erfüllen.

Neben den großen Glaswerken gibt es besonders in Thüringen viele kleine Betriebe, die Glas zu Baumschmuck und kunstgewerblichen Gegenständen verarbeiten. Auch diese Erzeugnisse sind wertvolle Exportgüter.

Die überaus günstige Rohstofflage und die Arbeit unserer Werktätigen machen Glas zu einem unserer wichtigsten Exportprodukte. Eine große Anzahl von Glaserzeugnissen nimmt von der Deutschen Demokratischen Republik aus ihren Weg in alle Welt.

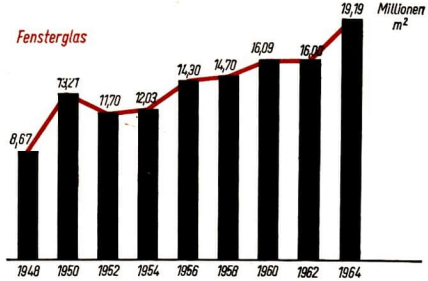


Abb. 103 Entwicklung der Fensterglaserzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Vergleiche Zusammensetzung und Eigenschaften der Oxide und Säuren des Siliziums mit den entsprechenden Verbindungen des Kohlenstoffs!*
2. *Gib einen Überblick über die Herstellung von Glas a) im Hafenofen, b) im Wannenofen!*
3. *Sprich über die Verarbeitung von Glas durch a) Blasen, b) Ziehen, c) Pressen, d) Walzen!*
4. *Unterscheide verschiedene dir bekannte Glaserzeugnisse nach ihrer Herstellung durch Pressen, Blasen und andere Verfahren!*
   Stelle eine Tabelle auf!
5. *Sprich über Herstellung, Eigenschaften und Verwendung von Glasfasern und Glaswolle!*
6. *Gib einen Überblick über die Geschichte der Glasherstellung!*
7. *Erläutere die vielseitige Verwendung des Glases!*
8. *Sprich über die Bedeutung der Glasindustrie in der Deutschen Demokratischen Republik!*



Wilhelm-Pieck-Brücke in Magdeburg

Eine Brücke spannt sich über den Fluß. Aus mächtigen Stahlträgern ist sie zusammengesetzt. Viele Tonnen Stahl waren zu ihrem Bau nötig. Stahl wird auch zur Herstellung von Maschinen, Verkehrsmitteln und vielen Gegenständen des täglichen Bedarfes gebraucht. In der Deutschen Demokratischen Republik werden große Mengen von Roheisen und Stahl erzeugt. Die Eisenhütten- und Stahlwerke sind wichtige Betriebe unserer Republik.

5. KAPITEL

Eisen und Stahl

Eisenerze

1. Arten und Vorkommen. Elementares Eisen kommt in der Natur nur in geringen Mengen als **Meteoreisen** vor. Dagegen gibt es zahlreiche ausgedehnte Lagerstätten von Verbindungen des Eisens. Am häufigsten kommen die Oxide vor, da Eisen gegenüber Sauerstoff sehr reaktionsfähig ist. Aber auch andere Eisenverbindungen werden in der Natur angetroffen. Diese Verbindungen sind bei genügend hohem Eisengehalt wertvolle Eisenerze. Man unterscheidet oxidische und nichtoxidische Eisenerze. Die

wichtigsten oxidischen Eisenerze sind der **Magneteisenstein,** der **Roteisenstein** und der **Brauneisenstein.** Zu den nichtoxidischen Eisenerzen rechnet der **Spateisenstein.**

Tabelle 7 gibt einen Überblick über Zusammensetzung und Eisengehalt der wichtigsten Eisenerze.

Tabelle 7. Die wichtigsten Eisenerze

Erz	Eisenverbindung	annähernder Eisengehalt des Erzes
Magneteisenstein	Fe_3O_4	50 bis 70%
Roteisenstein	Fe_2O_3	35 bis 60%
Brauneisenstein	$2\ Fe_2O_3 \cdot 3\ H_2O$	20 bis 60%
Spateisenstein	$FeCO_3$	25 bis 40%

Die einzelnen Erze enthalten neben Eisen oft Verbindungen anderer Elemente. Als solche **Begleitelemente** kommen Mangan[1]), Phosphor und Schwefel vor. Die Erze sind außerdem mit Gesteinen und Mineralien durchsetzt. Diese Beimengungen werden als **Gangart** bezeichnet. Im geförderten Erz sind demnach Eisenverbindungen, Verbindungen der Begleitelemente und die Gangart vorhanden.

Man spricht bei einem Eisengehalt über 55% von reichen Erzen, bei 40 bis 55% von guten Erzen, und unter 40% von armen Erzen.

Die Gangart enthält vor allem Kalziumoxid, Magnesiumoxid, Siliziumdioxid oder Aluminiumoxid. Überwiegen die beiden Basenanhydride Kalziumoxid und Magnesiumoxid, so ist die Gangart basisch. Wenn die Gangart vorwiegend das Säureanhydrid Siliziumdioxid oder Aluminiumoxid enthält, so wird von saurer Gangart gesprochen.

Eisenerzlagerstätten gibt es in nahezu allen Teilen der Welt. Die Sowjetunion besitzt die größten Eisenerzlager und damit die Hälfte der gesamten Weltvorräte. Die Volksrepublik China hat die nächstgrößten Eisenerzvorräte. Es folgen die Vereinigten Staaten von Amerika, Frankreich, Schweden, Großbritannien und andere Länder. Die sozialistischen Länder haben mit dem größten Anteil der Weltvorräte an Eisenerz eine ausgezeichnete Rohstoffgrundlage für den weiteren Aufbau.

In der Deutschen Demokratischen Republik werden Eisenerze nur in kleineren Lagerstätten gefunden (Abb. 138, S. 137). Die wichtigsten Vorkommen liegen in Thüringen und im Harz. Ein Gemenge von Spateisenstein mit anderen Erzen kommt in der Gegend von Schmiedefeld vor. Bei Schmalkalden wird Brauneisenstein gefördert. Dieser findet sich neben Roteisenstein auch bei Büchenberg-Braunesumpf (Harz) und in den Vorkommen von Badeleben.

Eisenerze werden in zahlreichen Lagerstätten der Erde gefunden. Man unterscheidet oxidische und nichtoxidische Eisenerze. Sie treten mit basischer oder saurer Gangart auf.

[1]) Mangan ist ein Element. Es ist ein Metall mit dem Symbol Mn.

2. Gewinnung. Eisenerze werden je nach der Mächtigkeit des Deckgebirges im **Tagebau** oder im **Tiefbau** abgebaut.

Im Tagebau werden Erz und Abraum nach dem Lockersprengen mit Baggern gewonnen und meist mit Zügen abtransportiert. Die Anlagen für den Abbau der Erze im Tiefbau entsprechen denen eines Steinkohlenbergwerkes. Die Abbauverfahren unterscheiden sich jedoch von denen des Kohlenbergbaus. Die Gewinnung erfolgt meist durch Sprengen, lediglich bei weniger festem Erz mit dem Preßluftthammer. Verladen und Transport der abgebauten Eisenerze gehen ähnlich wie im Steinkohlenbergbau vor sich. Auch im Eisenerzbergbau werden heute moderne Maschinen eingesetzt.

3. Aufbereitung. Das geförderte Eisenerz wird für die nachfolgende Verhüttung aufbereitet. Die Aufbereitung der Erze dient der Wirtschaftlichkeit des Verhüttungsprozesses und hat für die Verwertung eisenarmer Erze besondere Bedeutung.

Das gewonnene Erz fällt in verschiedener Stückgröße an. Die großen Brocken sind für die Verhüttung nicht geeignet und führen zu Betriebsstörungen. Das Erz wird daher zunächst in Brecheranlagen zerkleinert. Häufig werden dazu **Backenbrecher** verwendet. Abbildung 104 zeigt das Schema eines solchen Brechers. Das Eisenerz wird zwischen zwei senkrecht gerippte Platten (Brechbacken) aus besonders hartem Stahl geschüttet. Die eine Brechbacke ist senkrecht feststehend angeordnet, während sich die andere durch ein Hebelsystem stoßweise entgegen bewegt. Dadurch wird der keilförmige Raum zwischen den Brechbacken periodisch verengt und erweitert. Das Erz wird infolge des Druckes beim Verengen zerkleinert. Beim Erweitern rutscht es nach unten. Nachdem im oberen Teil des Raumes die großen Erzbrocken grob zerkleinert wurden, findet im unteren eine Zerkleinerung auf etwa Faustgröße statt.

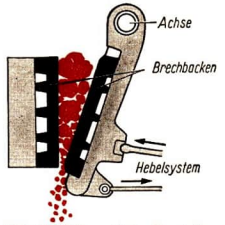


Abb. 104 Schematische Darstellung eines Backenbrechers

Eine andere, häufig angewandte Bauart ist der **Walzenbrecher,** in dem die Erzbrocken durch zwei gegeneinander bewegte, gezahnte Walzen zerkleinert werden (Abb. 105). Die eine der beiden Walzen ist fest angeordnet, während die andere ein bewegliches Lager hat, auf das eine starke Feder drückt.

Bei der Gewinnung und Zerkleinerung der Eisenerze entsteht auch Feinerz, das durch **Siebe** abgetrennt werden muß.

Die oftmals beträchtlichen Mengen von Feinerz können zum größten Teil erst nach weiterer Aufbereitung verhüttet werden. Das Ziel der Aufbereitung ist in diesem Falle die Verwandlung von Feinerz in Stückerz. Das kann durch **Sintern** geschehen. Beim Sintern backt das Feinerz mit Kalkstückchen bei hohen Temperaturen zu Stückerz zusammen. Das Sintern wird vorteilhaft auf einem **Sinterband** (Abb. 106) durchgeführt. Abbildung 107 zeigt uns das Schema einer Sinterbandanlage. Das Sinter-

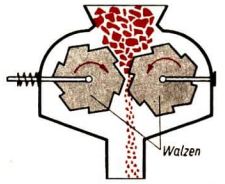


Abb. 105 Schematische Darstellung eines Walzenbrechers

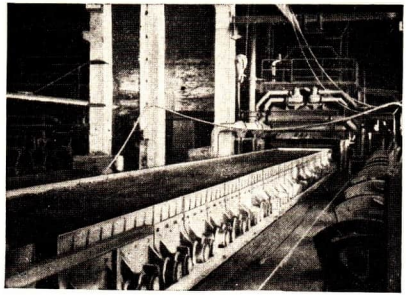


Abb. 106 Sinterbandanlage im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt

band besteht aus zahlreichen miteinander verbundenen eisernen Wagen, die einen engen Rost als Boden besitzen. Darauf wird am Anfang des Bandes etwa 25 cm hoch ein Gemisch aus Feinerz, Kalk und Feinkoks gegeben. Danach entzündet die Hitze einer Gasflamme an der Oberfläche des Sintergutes den Koks. Ein Gebläse saugt Sauerstoff zur Verbrennung des tiefer gelagerten Kokses an. Durch die entstehende Hitze erweichen Erz- und Kalkteilchen an der Oberfläche und sintern zusammen.

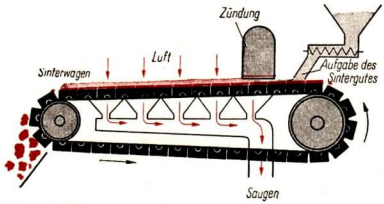


Abb. 107 Schematische Darstellung einer Sinterbandanlage

Die Aufbereitung der Eisenerze erfolgt durch Brechen, Sieben und Sintern. Beim Sintern wird Feinerz in Stückerz umgewandelt.

Roheisen

1. Herstellung. Die Verfahren zur Herstellung des Roheisens aus den Eisenerzen werden unter der Bezeichnung **Verhüttung** zusammengefaßt. Wir wollen die Verhüttung der Eisenerze nun im einzelnen kennenlernen.

a) Chemische Grundlagen. Bei der Verhüttung werden die in den aufbereiteten Eisenerzen vorliegenden Eisenoxide zu Eisen reduziert. Dazu werden große Mengen von möglichst billigen Reduktionsmitteln benötigt. In der Technik verwendet man zur Reduktion der Eisenoxide Koks und Kohlenmonoxid. Das Kohlenmonoxid bildet sich bei dem Prozeß aus Koks. Die für die Verhüttung erforderliche Wärmemenge wird vor allem beim Verbrennen von Koks im Luftstrom frei.

Wir untersuchen eine der hier ablaufenden Hauptreaktionen im folgenden Versuch:

Versuch 41: *In einem bedeckten Porzellantiegel wird ein Gemisch von Eisen(III)-oxid und Kohlepulver erhitzt (Abb. 108). Prüfe das Reaktionsprodukt mit einem Magneten!*



Abb. 108 Reduktion von Eisen(III)-oxid

Aus Versuch 41 erkennen wir, daß Eisen(III)-oxid durch Kohlenstoff zu Eisen reduziert wird:

$$Fe_2O_3 + 3\,C \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO\,.$$

Kohlenmonoxid wirkt bei hohen Temperaturen auf das Eisenoxid ebenfalls reduzierend. Die folgende Gleichung soll uns diesen Vorgang veranschaulichen:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2\,.$$

Dem Eisen(III)-oxid wird durch das Kohlenmonoxid Sauerstoff entzogen. Es wird zu Eisen reduziert. Das Kohlenmonoxid wird dabei zu Kohlendioxid oxydiert.

b) Technische Durchführung im Hochofen. Die Ausgangsstoffe. Für die Erzeugung von Roheisen im Hochofen werden als Ausgangsstoffe aufbereitetes Eisenerz, Zuschläge, Koks und Luft benötigt.

Bei saurer Gangart wird meist Kalkstein als basischer Zuschlag verwendet. Liegt basische Gangart vor, so erfolgt die Verhüttung der Erze zusammen mit solchen, die saure Gangart besitzen. Die **Zuschläge** sollen das Schmelzen der Gangart erleichtern. Aus Gangart und Zuschlägen bildet sich die flüssige Schlacke.

Das aufbereitete Eisenerz wird mit den Zuschlägen vermischt. Das Gemisch heißt **Möller.**

Der **Koks** hat eine dreifache Aufgabe. Er ist einmal Ausgangsstoff für die Herstellung des Hauptreduktionsmittels Kohlenmonoxid und ist auch selbst Reduktionsmittel. Daneben dient er als Brennstoff zur Erzeugung der hohen Temperaturen, die für den Ablauf der chemischen Reaktionen und den Schmelzprozeß erforderlich sind. Der für die Verhüttung im Hochofen bestimmte Koks muß eine dem dort herrschenden Druck entsprechende Festigkeit besitzen.

Die Luft, die zum Verbrennen des Kokses zugeführt werden muß, wird zunächst vorgewärmt. Sie wird daher „**Heißwind**" genannt.

In einem Hüttenwerk werden ferner große Mengen Wasser für Kühlzwecke und für die Verarbeitung der Schlacke benötigt.

Die Aufbereitungsanlagen, Aufzüge, Transporteinrichtungen usw. haben einen erheblichen Bedarf an Elektroenergie.

Der Aufbau des Hochofens. Die Abbildungen 109 und 110 zeigen den Aufbau einer Hochofenanlage. Der Hochofen ist ein **Schachtofen.** Er ist aus feuerfestem Material gemauert und mit einem Stahlblechmantel umgeben. Moderne Hochöfen haben eine Schachthöhe von etwa 30 m. Mit Aufbauten sind sie etwa 50 m hoch.

Der Hochofen ist auf einem mächtigen Fundament gebaut. Der untere Teil des Hochofens, das **Gestell,** hat die Form eines Zylinders von 3 bis 6 m Durchmesser. Auf dem Gestell erhebt sich ein nach oben etwas erweiterter Teil, die **Rast.** Daran

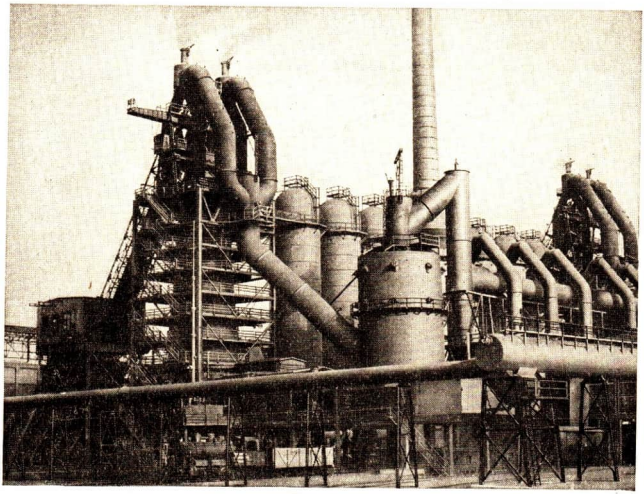


Abb. 109 Hochofenanlage im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt

schließt sich der kegelstumpfartig zulaufende **Schacht** an. Der größte Durchmesser des beschriebenen Hochofens beträgt etwa 7 m. Diese Bauweise ist nötig, weil sich die Ausgangsstoffe bei zunehmender Temperatur ausdehnen, durch Verbrennen des Kokses dann aber eine Raumminderung eintritt. Der Nutzinhalt eines solchen Hochofens beträgt rund 600 m^3. Damit kann eine Tagesleistung von 500 bis 600 t Roheisen erreicht werden.

Jeder Hochofen besitzt eine Reihe besonderer Vorrichtungen. Die Beschickung (Füllung) erfolgt mit Hilfe eines **Schrägaufzuges.** Der obere Teil des Schachtes, die **Gicht,** ist mit einem doppelten trichterförmigen Verschluß gasdicht abgeschlossen. Am Gestell befinden sich der **Schlackenabfluß** und darunter der **Roheisenabstich.** Der Heißwind tritt durch **Windformen** oberhalb des Gestells in den Hochofen ein. Die Windformen sind Rohre, die an eine um den Hochofen führende Ringleitung angeschlossen sind und durch die der Heißwind in den Ofen geleitet wird.

Von der Gicht führen **Gichtgasleitungen** zur Gasreinigungsanlage und weiter zu den Winderhitzern.

Die Beschickung. Der Hochofen wird schichtweise mit Möller und Koks beschickt. Der Gichtverschluß ermöglicht eine Beschickung, ohne daß die Gichtgase entweichen können (Abb. 111).

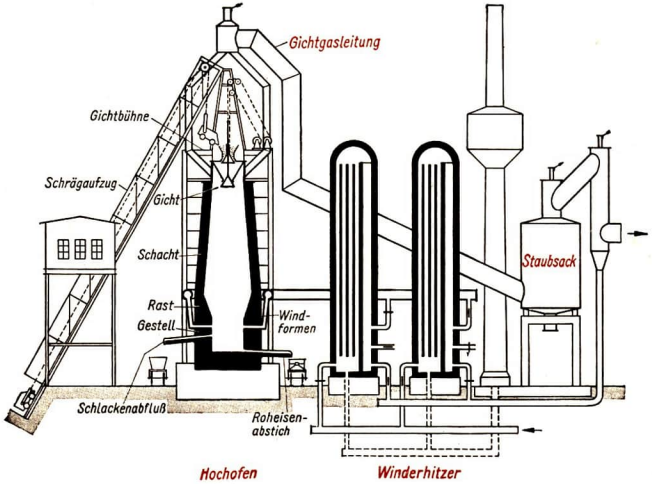


Abb. 110 Schematische Darstellung einer Hochofenanlage

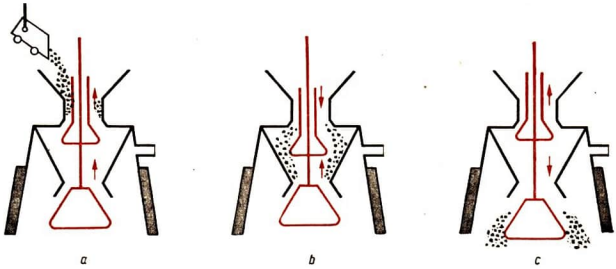


Abb. 111 Schematische Darstellung der Hochofenbeschickung

Die Vorgänge im Hochofen. Die chemischen Gleichungen und die Reihenfolge der Reaktionen im Hochofen sind in der Abbildung 112 dargestellt. Das Einsatzgut

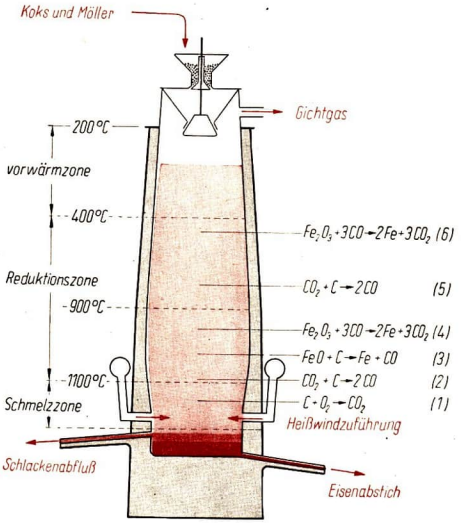


Abb. 112 Schematische Darstellung der Vorgänge im Hochofen

durchläuft den Hochofen von oben nach unten, während der Gasstrom in entgegengesetzter Richtung geführt wird. Die Temperatur im Hochofen beträgt an der Gicht etwa 200 °C und steigt bis zum Gestell auf etwa 1800 °C an.

Im oberen Teil des Schachtes werden die festen Ausgangsstoffe durch die aufsteigenden heißen Gase bei Temperaturen von 200 bis 400 °C entwässert und vorgewärmt. Man spricht deshalb von der **Vorwärmzone.**

Der vorgewärmte Möller und der Koksrutschen langsam durch den Schacht, weil bei ansteigender Temperatur durch die chemische Umsetzung des Möllers und das Verbrennen des Kokses im unteren Teil des Hochofens ständig Hohlräume entstehen. Der Temperaturbereich von 400 bis 1100 °C heißt **Reduktionszone.** Da der Heißwind unmittelbar vor der Mündung der Windformen im Überschuß vorhanden ist, wird der dort lagernde Koks zu Kohlendioxid verbrannt (Reaktion 1). Dabei wird auch die Wärme frei, die für die Verhüttung notwendig ist. Das Kohlendioxid wird durch weiteren Koks zu Kohlenmonoxid reduziert (Reaktion 2). Das Kohlenmonoxid steigt auf und reduziert in der Reduktionszone die Eisenoxide, wobei es selbst zu Kohlendioxid oxydiert wird (Reaktion 4). Das so gebildete Kohlendioxid geht in den darüberliegenden Koksschichten wiederum in Kohlenmonoxid über (Reaktion 5). Dieses Kohlenmonoxid kann bereits zu Beginn der Reduktionszone die Eisenoxide teilweise zu schwammigem Eisen reduzieren (Reaktion 6). Die Reduktionsvorgänge verlaufen aber hier noch unvollständig. Es wird nur ein Teil des Erzes reduziert.

Im unteren Teil des Schachtes steigen die Temperaturen auf 900 bis 1100 °C an. Die noch vorhandenen Eisenoxide werden nunmehr von glühendem, festem Kohlenstoff reduziert (Reaktion 3). In diesem Teil des Hochofens bildet sich gleichzeitig eine Eisen-Kohlenstoff-Verbindung, das **Eisenkarbid.** Außerdem nimmt das durch Reduktion entstandene Eisen festen Kohlenstoff in feinverteilter Form auf. Diese Vorgänge werden **Aufkohlung** genannt.

Oberhalb der Windformen werden im Hochofen Temperaturen bis zu 1800 °C gemessen. Das kohlenstoffhaltige Eisen und die aus Gangart und Zuschlägen gebildete Schlacke schmelzen. Deshalb heißt diese untere Zone des Hochofens **Schmelzzone.**

Flüssiges Eisen und Schlacke haben unterschiedliche Dichte. Daher schwimmt die leichte Schlacke auf dem sich am Boden des Gestells ansammelnden flüssigen Roheisen.

Die Winderhitzer. Die im Schacht nach oben strömenden Gase verlassen den Hochofen durch die Gicht. Sie heißen **Gichtgase.** Ihre Ableitung geschieht durch die Gichtgasleitung. Das Gichtgas wird im **Staubsack** grob entstaubt und geht dann zur weiteren Gasreinigung. Im Gichtgas ist Kohlenmonoxid enthalten. Etwa 25% des gereinigten brennbaren Gichtgases werden zum Beheizen der Winderhitzer ausgenutzt. Die Winderhitzer werden nach ihrem Erfinder auch **Cowper** genannt. Zu jedem Hochofen gehören drei bis vier Winderhitzer. Das sind Stahlblechtürme von etwa 30 m Höhe und 8 m Durchmesser mit einer Ausmauerung aus Schamottesteinen. Sie besitzen einen schmalen Verbrennungsschacht und einen weiten Raum mit einem Gitterwerk aus Schamottesteinen. Das im Gichtgas enthaltene Kohlenmonoxid verbrennt bei gleichzeitiger Luftzufuhr im Verbrennungsschacht. Die heißen Abgase strömen durch das Gitterwerk, erhitzen es und werden dann durch die Esse abgesaugt.

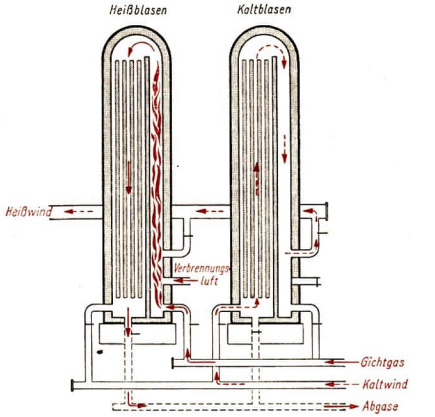


Abb. 113 Schematische Darstellung einer Winderhitzergruppe

Wenn ein Winderhitzer genügend aufgeheizt ist, wird die Brenngaszufuhr abgeschaltet und von Gebläsen kalte Luft, **Kaltwind** genannt, in entgegengesetzter Richtung durch das heiße Gitterwerk gedrückt. Die Luft erwärmt sich auf 600 bis 700 °C und tritt nun als **Heißwind** durch die Windformen in den Hochofen ein. Inzwischen werden die anderen Winderhitzer aufgeheizt, so daß im periodischen Betrieb jeweils ein Winderhitzer auf **„Kaltblasen"** geschaltet ist, während die übrigen auf **„Heißblasen"** eingestellt sind (Abb. 113).

Aus dem Gichtgas wird durch Verbrennung die Wärme gewonnen, die zur Erzeugung des Heißwindes nötig ist. Die frei werdende Wärmemenge wird in Schamottesteinen gespeichert und dann unmittelbar auf den Wind übertragen. Auch hier findet also die **Regenerativfeuerung** Anwendung. Die Einführung der Winderhitzer in den Verhüttungsprozeß führte zu einer großen Einschränkung des Koksverbrauches je Tonne Roheisen.

Der Abstich. Die Schlacke wird etwa alle 2 Stunden in bereitstehende Wagen mit eisernen Kübeln oder in eine Rinne mit Wasser abgelassen.

Der Abstich des Roheisens erfolgt in Abständen von 4 bis 6 Stunden. Das Roheisen fließt meist in Roheisenpfannen, die auf Wagen bereitstehen. Die Roheisenpfannen unterscheiden sich von den Schlackenkübeln durch eine feuerfeste Ausmauerung.

Die Hauptreaktion im Hochofen ist die Reduktion der im Eisenerz enthaltenen Eisenoxide durch Kohlenmonoxid und teilweise durch glühenden Koks.

Bei der Verhüttung der Eisenerze im Hochofen werden die festen Ausgangsstoffe und der Heißwind sowie die entstehenden Gase im **Gegenstrom** zueinander geführt. Dadurch werden die chemischen Umsetzungen und der Wärmeaustausch gefördert.

Kennzeichnend für den Prozeß ist, daß der Hochofen ständig mit Ausgangsstoffen beschickt wird und die beschriebenen Umsetzungen ohne Unterbrechung ablaufen. Es handelt sich also um einen **kontinuierlichen** Prozeß.

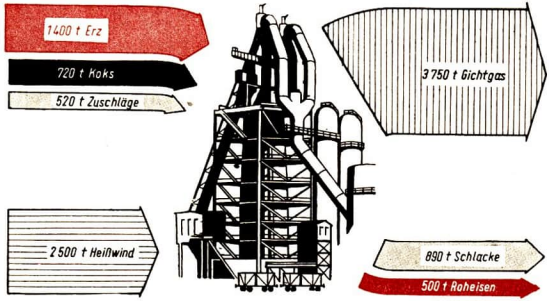


Abb. 114 Ausgangsstoffe und Endstoffe beim Hochofenprozeß am Beispiel eines Hochofens des VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt

Gewaltige Stoffmengen werden an einem Tag beim Hochofenprozeß umgesetzt und in einem Hüttenwerk transportiert. Die Tagesleistung eines Hochofens, wie wir ihn hier beschrieben haben, geht aus Abbildung 114 hervor. Die Erzeugung von 500 t Roheisen verlangt den Einsatz von rund 1400 t Eisenerz und 520 t Zuschlägen. Ferner werden etwa 720 t Hüttenkoks und 2500 t Heißwind benötigt. Neben dem Roheisen entstehen etwa 3750 t Gichtgas und 890 t Schlacke.

Im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, arbeiten 6 solcher Hochöfen.

Errechne, wieviel Eisenerz, Zuschläge, Roheisen und Schlacke täglich befördert werden müssen!

Die schwere körperliche und oft gesundheitsschädigende Arbeit der Hüttenwerker und der anderen Beschäftigten eines derartigen Werkes ist heute weitgehend durch die Automatisierung und die Mechanisierung beseitigt. Der Transport und das Entladen der Einsatzstoffe, das Mischen des Möllers, die Beschickung des Hochofens usw. sind vollkommen mechanisiert und automatisiert.

Beim Hochofenprozeß fällt den Hüttenwerkern vor allem die Aufgabe der Kontrolle und Steuerung des Ofens zu. Von einem Kommandoraum aus wird eine Vielzahl von Apparaturen und Meßinstrumenten überwacht, die Auskunft über das Nachrutschen der Stoffe im Hochofen, die Temperaturen von Heißwind und Gichtgas und vieles andere geben. Auf Grund dieser Angaben und der Ergebnisse von Untersuchungen der Ausgangsstoffe und der Endstoffe im Laboratorium wird der Hochofenprozeß von diesem Raum aus reguliert (Abb. 115).



Abb. 115 Kommandoraum für den Hochofen VI im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt

c) Technische Durchführung im Niederschachtofen. Ein weiteres Verfahren zur Erzeugung von Roheisen ist das **Niederschachtofenverfahren,** das in der Deutschen Demokratischen Republik besondere Bedeutung erlangt hat.

Nach umfangreichen Forschungsarbeiten und der Anlage von Versuchsöfen im VEB Maxhütte Unterwellenborn gelang es Nationalpreisträger Prof. Dr. Kurt Säuberlich (Abb. 116) und seinen Mitarbeitern, dieses Verfahren zur Betriebsreife zu entwickeln. Nach einem Beschluß unserer Regierung begannen Arbeiter und Techniker im Jahre 1950 mit den Arbeiten zum Bau des ersten Niederschachtofenwerkes der Welt in Calbe (Saale). Wo 1950 noch Ackerflächen waren, wurde bereits 1951 das erste Roheisen abgestochen (Abb. 117). Der **VEB Bergbau- und Hüttenkombinat Calbe/Saale** liefert heute aus 10 Niederschachtöfen die Roheisenmenge, die laut Plan 20 Öfen erzeugen sollten. Diese großartige Leistung unserer Wissenschaftler und Hüttenwerker wurde durch die sofortige Auswertung der beim Betrieb der ersten Öfen gesammelten Erfahrungen erreicht.



Abb. 116 Prof. Dr. Kurt Säuberlich

Die Niederschachtofenanlagen des Werkes wurden entwickelt, um unsere eisenarmen Erze wirtschaftlich zu verhütten. Der im VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer erzeugte BHT-Koks wird in den Niederschachtöfen von Calbe vorteilhaft als Reduktionsmittel und Brennstoff eingesetzt. Mit dem Niederschachtofen ist es gelungen, auf der Grundlage einheimischer Rohstoffe große Mengen Roheisen herzustellen. Der Möller für das Niederschachtofenverfahren



Abb. 117 Roheisenabstich im VEB Bergbau- und Hüttenkombinat Calbe/Saale

triebsteile, wie der Möllerung und Beschickung, konnten die Werktätigen dieses sozialistischen Betriebes die Kosten je Tonne Roheisen erheblich senken. An den Niederschachtöfen wurden ferner Verbesserungen vorgenommen. Zu ihnen gehören die Erhöhung der Anzahl der Windformen und die Vergrößerung ihrer Querschnitte.

d) Technische Durchführung nach dem Rennverfahren. Auch das **Rennverfahren** dient der Verhüttung eisenarmer Erze. Es wird im Drehrohrofen durchgeführt. Dieser wird mit einem Gemisch von stark zerkleinertem Eisenerz und Koksgrus beschickt. Dem Einsatzgut strömen die heißen Gase einer Kohlenstaubfeuerung entgegen. Aus dem größten Teil der Gangart entsteht dabei Schlacke, während das Roheisen in Körnern anfällt, die etwa 93% Eisen enthalten. Sie werden zu Stahl verarbeitet oder dem Hochofen zugeführt. Das Rennverfahren wird in der Deutschen Demokratischen Republik im VEB Maxhütte Unterwellenborn angewendet.

Abbildung 119 gibt einen Überblick über die Roheisenerzeugung.

enthält Eisenerze und Kalkstein. Oft werden noch andere eisenhaltige Stoffe, wie Generatorschlacken und Schlacken aus Stahlwerken, zugesetzt.

Der Niederschachtofen ist ein Schachtofen mit rechteckigem Querschnitt. Seine Höhe beträgt nur 12 Meter (Abb. 118). Die chemischen Vorgänge, die in ihm ablaufen, entsprechen denen des Hochofenprozesses. Die Tagesleistung des Niederschachtofens wurde von Jahr zu Jahr gesteigert. Sie beträgt etwa 100 bis 120 t Roheisen. Durch die Vollautomatisierung ganzer Be-

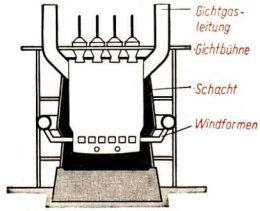


Abb. 118 Schematische Darstellung eines Niederschachtofens

Im Hochofen oder Niederschachtofen werden die aufbereiteten Eisenerze verhüttet. Die Eisenoxide werden durch Kohlenmonoxid oder Kohlenstoff reduziert. Der Hüttenkoks liefert die Reduktionsmittel und die für den Verhüttungsprozeß erforderliche Wärmemenge. Die Gangart der Eisenerze führt man mit geeigneten Zuschlägen in leichtflüssige Schlacke über. Das entstehende brennbare Gas heißt Gichtgas.

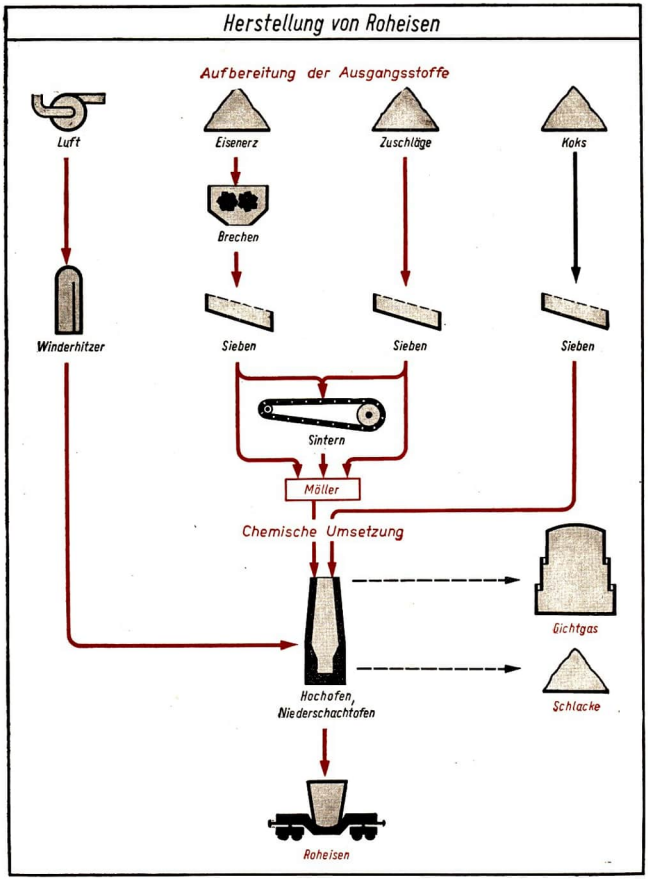


Abb. 119 Herstellung von Roheisen (schematische Darstellung)

2. Eigenschaften und Verwendung. Das Roheisen ist das Hauptprodukt des Verhüttungsprozesses. Es wird nach dem Abstich in Roheisenpfannen entweder zum Stahlwerk oder zur Masselgießmaschine befördert. Die **Masselgießmaschine** (Abbildung 120) besteht im wesentlichen aus einem endlosen Band miteinander verketteter eiserner Formen. In diese Formen wird das Roheisen gegossen. Es erstarrt darin zu **Masseln,** die eine Masse von etwa 30 kg besitzen. Am Ende der Bandanlage werden die noch heißen Masseln aus den Formen in Eisenbahnwaggons gestürzt und durch Wasser abgekühlt.

Das Roheisen ist kein chemisch reines Eisen, sondern es enthält Kohlenstoff und andere Begleitelemente, wie Silizium, Mangan, Phosphor und Schwefel. Der folgende Versuch soll uns bestätigen, daß im Roheisen Kohlenstoff vorhanden ist.

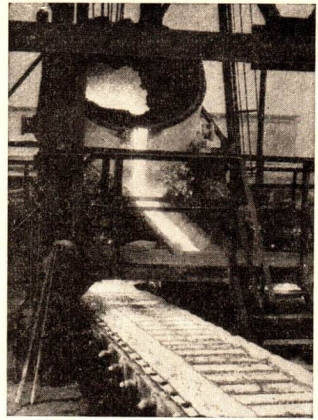


Abb. 120 Masselgießmaschine im VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt

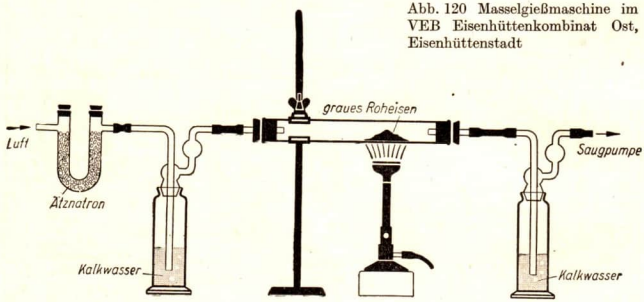


Abb. 121 Nachweis von Kohlenstoff in grauem Roheisen

Versuch 42: *Von Roheisen mit grauem Bruch wird mit einer groben Feile Pulver abgefeilt und in einem Verbrennungsrohr aufgehäuft. Wir saugen nun in der Versuchsanordnung nach Abbildung 121 Luft über das erhitzte Roheisenpulver. Beobachte das Kalkwasser in beiden Waschflaschen!*

Das Kalkwasser in der zweiten Waschflasche wird getrübt. Es muß Kohlendioxid entstanden sein, das sich mit Kalkwasser zu unlöslichem Kalziumkarbonat umsetzt.

Das Kohlendioxid kann jedoch nur bei der Verbrennung des im Roheisen enthaltenen Kohlenstoffs gebildet worden sein, da das Kohlendioxid der Luft durch das Ätznatron gebunden wurde.

Man unterscheidet im allgemeinen zwei Roheisensorten. Läßt man Roheisen mit hohem Silizium- und geringem Mangangehalt in Sandformen langsam abkühlen, so scheidet sich der enthaltene Kohlenstoff vorwiegend in Form feiner Graphitkristalle aus. Dadurch wird die Bruchfläche des Roheisens grau und körnig. Es entsteht **graues Roheisen.**

Bei rascher Abkühlung von Roheisen mit hohem Mangan- und geringem Siliziumgehalt in Eisenformen wird der Kohlenstoff chemisch gebunden als Eisenkarbid abgeschieden. Die Bruchfläche ist dann weiß und strahlig. Man erhält **weißes Roheisen.** In der Tabelle 8 sind die Entstehung und Eigenschaften der beiden Roheisensorten gegenübergestellt.

Tabelle 8. Graues und weißes Roheisen

	Graues Roheisen	Weißes Roheisen
Silizium- und Mangangehalt	überwiegend Silizium	überwiegend Mangan
Abkühlung	langsames Abkühlen in Sandformen	schnelles Abkühlen in Eisenformen
Abscheidung des Kohlenstoffs	in feinen Graphitkristallen	als Eisenkarbid
Bruchfläche	grau, körnig	weiß, strahlig
Dichte in $\frac{g}{cm^3}$	7,0 bis 7,3	7,4 bis 7,8
Schmelztemperatur in °C	1200	1100

Die Eigenschaften des Roheisens sind vor allem von den Begleitelementen und deren prozentualem Anteil abhängig. Roheisen enthält etwa 3,5 bis 4% Kohlenstoff. Es ist hart, aber auch spröde und bricht verhältnismäßig leicht. Außerdem geht es beim Erhitzen, ohne zu erweichen, aus dem festen in den flüssigen Zustand über. Es ist also nicht schmiedbar. Die im Roheisen enthaltenen Elemente Phosphor und Schwefel beeinflussen seine Eigenschaften ebenfalls ungünstig. Dadurch wird die technische Verwendung des Roheisens eingeschränkt.

Graues Roheisen wird nach dem Umschmelzen als **Gußeisen** verwendet. Grauguß ist die wichtigste Gußeisensorte zur Herstellung von wenig beanspruchten Maschinenteilen und Geräten. Zum Beispiel werden Herdplatten aus diesem Werkstoff hergestellt. Das beim Verhüttungsprozeß im Niederschachtofen entstandene Roheisen wird zu Gußeisen umgeschmolzen.

Weißes Roheisen wird zu **Stahl** weiterverarbeitet. Auf seine Herstellung, Eigenschaften und Verwendung gehen wir noch näher ein.

Roheisen enthält an Begleitelementen vor allem Kohlenstoff. Je nachdem, ob der Kohlenstoff elementar oder gebunden vorliegt, unterscheidet man graues und weißes Roheisen. Aus grauem Roheisen wird besonders Gußeisen, aus weißem Roheisen Stahl hergestellt.

3. Die Nebenprodukte der Roheisenherstellung. Die Nebenprodukte beim Hochofenprozeß sind die Schlacke und das Gichtgas.

Die **Schlacke** ist ein Kalzium-Aluminium-Silikat. Je nach der Verarbeitung hat sie unterschiedliche Beschaffenheit.

Kühlt man Schlacke durch Abschrecken mit Wasser rasch ab, dann entsteht ein feinkörniges, glasähnliches Silikat. Der so hergestellte **Schlackensand** dient als Betonzuschlagstoff bei der Herstellung von Schlackenbausteinen. Er wird auch zu hochwertigem Zement verarbeitet. Ein Gemisch von etwa 30% Hochofenschlacke und etwa 70% Portlandzement ist der **Eisenportlandzement.** Bei höherem Schlackenanteil (bis etwa 80%) erhält man den **Hochofenzement.**

Beim Zerstäuben von flüssiger Schlacke durch Preßluft entsteht **Schlackenwolle.** Sie dient als Wärme- und Schallisoliermittel.

Erstarrt die Schlackenschmelze langsam, so kristallisiert sie aus. Durch Zerkleinern größerer Schlackenstücke in Brechern entstehen **Schotter** für den Straßenbau oder **Splitt** für die Betonbereitung. Bei der allmählichen Abkühlung der Schlacke unter Wassereinfluß entsteht der großporige, leichte **Hüttenbims.** Er dient als Füllstoff in der Bauwirtschaft bei der Herstellung von Leichtbetonteilen.

Das **Gichtgas** besteht aus etwa 30% Kohlenmonoxid, 10% Kohlendioxid und 1% Wasserstoff. Der Rest ist Stickstoff und Staub. Gichtgas wird wegen seines Kohlenmonoxidgehaltes als Heizgas verwendet. Neben den 25% des erzeugten Gichtgases, die zum Aufheizen der Winderhitzer dienen, werden weitere große Mengen zur Erzeugung von Elektroenergie ausgenutzt. Für Sinteranlagen und in den den Hüttenwerken angeschlossenen Zementfabriken wird ebenfalls Gichtgas verwendet.

Der wirtschaftliche Grundsatz, die Ausgangsstoffe weitgehend auszunutzen und die Energie zum größtmöglichen Teil zu verwenden, ist in einem Verhüttungsbetrieb für Eisenerze in hohem Maße verwirklicht. Aus dem Nebenprodukt Schlacke, das früher ausschließlich auf die Halde gefahren wurde, werden heute wertvolle Baumaterialien hergestellt. Die dem Verhüttungsprozeß mit dem Hüttenkoks zugeführte Energie wird wirtschaftlich verwertet.

Die Hochofenschlacke wird zu Baumaterialien verarbeitet. Gichtgas ist wegen seines Kohlenmonoxidgehaltes ein wertvolles Heizgas.

Stahl

1. Eigenschaften. Der größte Teil des erzeugten weißen Roheisens wird zu Stahl weiterverarbeitet. Stahl hat besonders wegen des geringeren Kohlenstoffgehaltes (weniger als 1,7%) bessere Eigenschaften als Roheisen. Die übrigen Begleitelemente des Eisens sind im Stahl ebenfalls in geringeren Anteilen enthalten. Stahl ist elastisch und dehnbar. Im Gegensatz zu Roheisen erweicht er vor dem Schmelzen und ist so schmiedbar.

Schmiedbares Eisen bezeichnet man als Stahl. Sein Kohlenstoffgehalt beträgt weniger als 1,7%.

2. Herstellung. Für die Erzeugung von Stahl werden verschiedene Verfahren angewandt.

a) Chemische Grundlagen. Das Grundverfahren der Stahlerzeugung besteht darin, aus dem Roheisen die Begleitelemente Kohlenstoff, Silizium, Phosphor und Schwefel zu beseitigen. Man oxydiert sie mit Sauerstoff und trennt die entstehenden Oxide ab. Auch Mangan wird entfernt. Die Vorgänge laufen bei höheren Temperaturen ab.

Die gasförmigen Oxide des Kohlenstoffs entweichen aus der Schmelze. Die Oxide des Siliziums, Schwefels, Phosphors und Mangans werden durch geeignete Zuschläge in leichtflüssige Schlacke übergeführt. Häufig wird dazu Kalk verwendet. Infolge der geringeren Dichte schwimmt die Schlacke auf der Stahlschmelze.

Die Oxydationsvorgänge bei diesem Prozeß werden als **Frischen** des Roheisens bezeichnet. Wird Sauerstoff aus der Luft (Wind) zum Frischen angewendet, so heißt das Verfahren **Windfrischen.** Bei zusätzlicher Verwendung von chemisch gebundenem Sauerstoff wird der Frischprozeß in flachen Herden durchgeführt und als **Herdfrischen** bezeichnet.

b) Technische Durchführung des Windfrischens. Bereits im Jahre 1855 gelang es dem Engländer Henry Bessemer, aus phosphorarmem Roheisen durch Windfrischen Stahl zu erzeugen. Aus dem Bessemer-Verfahren wurde 1878 das Windfrischverfahren für phosphorreiches Roheisen von dem Engländer Sidney Gilchrist Thomas entwickelt. Es heißt nach ihm Thomas-Verfahren.

Das Windfrischen wird im **Konverter**[1]) (Abb. 122) durchgeführt. Der Konverter ist ein birnenförmiger Stahlbehälter, der je nach der Zusammensetzung seiner Ausmauerung **Bessemerbirne** oder **Thomasbirne** genannt wird.

Die Thomasbirne ist mit einem basisch wirkenden Futter ausgekleidet und wird zum Frischen von phosphorhaltigem Roheisen eingesetzt. Dagegen besitzt die Bessemerbirne ein saures Futter. Sie dient zum Frischen von phosphorarmen, aus basischen Erzen erzeugten Roheisensorten. Da in unserer Republik überwiegend phosphorreiche Roheisensorten verarbeitet werden, hat das Bessemerverfahren für uns nur untergeordnete Bedeutung.

Das basisch wirkende Futter der Thomasbirne besteht aus gebranntem Dolomit, in dem die Basenanhydride Magnesiumoxid und Kalziumoxid enthalten sind. Im Boden des Konverters befinden sich etwa 150 Düsen, durch die der Wind eingeblasen wird. Die Thomasbirne ist um ihre waagerechte Achse kippbar. Sie

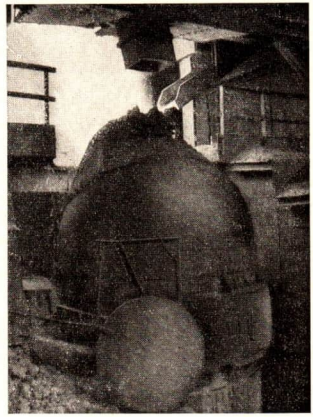


Abb. 122 Konverter in Blasstellung im VEB Maxhütte Unterwellenborn

[1]) convertere (lateinisch) = umwandeln

hat eine Höhe von 5 bis 6 m bei einem Durchmesser von 2 bis 3 m und faßt etwa 20 t flüssiges Roheisen.

Als Zuschlag für die Schlackenbildung wird zunächst Branntkalk in den umgelegten Konverter gegeben. Dann füllt man das mit einer Gießpfanne antransportierte flüssige Roheisen ein (Abb. 123). Der Konverter wird nun zum Verblasen des Roheisens hochgekippt. Gleichzeitig wird unter Druck kalter Wind eingeblasen.

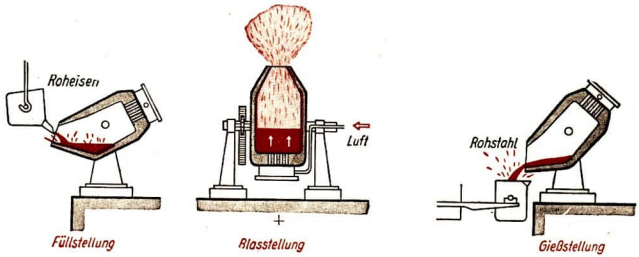


Abb. 123 Schematische Darstellung des Windfrischens im Konverter

Das Frischen dauert etwa 14 Minuten. Die Oxydationsprozesse laufen bei Temperaturen bis zu 1700 °C ab. Bereits zu Beginn des Blasvorganges werden das Silizium und das Mangan oxydiert und die entstehenden Oxide von der flüssigen Schlacke aufgenommen. Dann erst setzt die Oxydation des Kohlenstoffs ein. Gegen Ende des Prozesses wird der Phosphor oxydiert. Das entstehende Phosphorpentoxid P_2O_5 reagiert mit dem zugeschlagenen Branntkalk und dem basischen Futter. Der Frischprozeß ist beendet, wenn der Phosphorgehalt bis zum geforderten Wert gesenkt ist. Der Konverter wird nun wieder gekippt. Nach dem Abschlacken wird der flüssige Stahl abgegossen. Die Schlacke, THOMAS-Schlacke genannt, wird gesondert aufgefangen und weiterverarbeitet.

Das THOMAS-Verfahren wird **periodisch** durchgeführt. THOMAS-Stahlwerke liegen meist in unmittelbarer Nähe von Verhüttungsbetrieben für Eisenerze, da sie flüssiges Roheisen verarbeiten.

c) Technische Durchführung des Herdfrischens. Bei der Metallbearbeitung in der Industrie und bei der Erzeugung von Roheisen und Stahl fallen ständig große Mengen an Eisen- und Stahlschrott an. Im Rahmen der sozialistischen Rekonstruktion unserer volkseigenen Betriebe werden neue Maschinen aufgebaut und moderne Produktionsanlagen errichtet. Die veralteten Maschinen und Anlagen aus Gußeisen und Stahl werden verschrottet. Ferner liefern die Altstoffsammlungen beträchtliche Mengen Schrott.

Schon in der zweiten Hälfte des vorigen Jahrhunderts versuchte man, aus Schrott unmittelbar Stahl herzustellen. Der Schrott wurde vor dieser Zeit erst dem Hochofen zugeführt. Mit der Entwicklung der Regenerativfeuerung durch FRIEDRICH

Siemens im Jahre 1856 war die Möglichkeit zur Erzeugung der für das Schmelzen von Schrott erforderlichen hohen Temperatur von 1600 bis 1700 °C gegeben. Die Franzosen Emile und Pierre Martin entwickelten unter Anwendung der Siemensschen **Regenerativfeuerung** einen geeigneten Herdofen, in dem 1864 erstmalig Stahl erzeugt wurde.

Das Herdfrischverfahren wird heute in dem nach den Begründern des Verfahrens benannten **Siemens-Martin-Ofen** (Abb. 124) durchgeführt. Der Siemens-Martin-Ofen besteht im wesentlichen aus zwei Teilen. Im oberen Teil liegt der Herdraum. An der einen Längsseite des Herdraumes befinden sich Ofentüren, die die Beschickung ermöglichen. Den Ofentüren gegenüber liegt der Abstich (Abb. 125). In den Herdraum münden je zwei Kanäle für Gas und Luft beziehungsweise für die Abgase ein. Die Kanäle führen getrennt zu den vier Regeneratoren des unteren Ofenteils (Abb. 126). Die Regeneratoren sind mit einem Gitter aus feuerfesten Steinen versehen. Der gesamte Ofen ist mit feuerfestem Material ausgemauert. Die Siemens-Martin-Öfen in der Deutschen Demokratischen Republik fassen 20 bis 150 t Einsatzstoffe.

Beim Betrieb des Siemens-Martin-Ofens werden

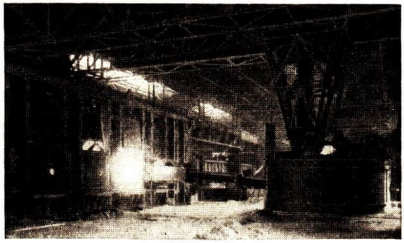


Abb. 124 Siemens-Martin-Ofen im VEB Stahl- und Walzwerk Riesa

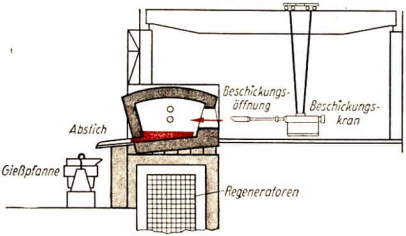


Abb. 125 Schematische Darstellung eines Siemens-Martin-Ofens

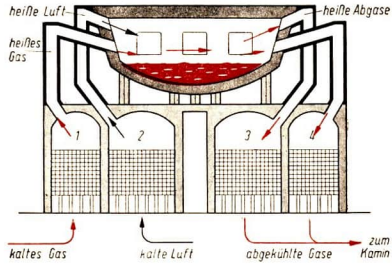


Abb. 126 Regenerativfeuerung beim Siemens-Martin-Ofen

verschiedene Verfahren angewandt, von denen hier das **Roheisen-Schrott-Verfahren** erläutert werden soll.

Die festen Ausgangsstoffe, etwa 40 bis 50% Roheisen, 55 bis 45% Schrott und gebrannter Kalk oder Rohkalkstein als Zuschlag, werden in Mulden bereitgestellt und mit Hilfe eines fahrbaren Beschickungskranes in den Ofen eingesetzt.

Das Gas zur Beheizung des Ofens wird in Generatoren erzeugt. Aufgeheizte Regeneratoren (Regeneratoren 1 und 2) wärmen das Heizgas und die Verbrennungsluft vor. Das Gas tritt danach mit etwa 1000 °C in den Herdraum ein und liefert bei der Verbrennung die Temperatur zum Schmelzen der Einsatzstoffe. Die heißen Abgase verlassen den Herdraum und heizen die Regeneratoren 3 und 4 auf (Abb. 126). Die Umschaltung der Strömungsrichtung der Gase erfolgt alle 10 bis 25 Minuten.

Der Sauerstoff zum Frischen des Roheisens kommt aus der heißen Luft, die im Überschuß zugeführt wird, und vom Schrott. Dieser enthält den Sauerstoff in dem anhaftenden Rost chemisch gebunden.

Der Gesamtprozeß der Stahlerzeugung dauert je nach Ofengröße 6 bis 14 Stunden. Er wird beendet, wenn die Schmelze den geforderten Kohlenstoffgehalt hat. Diese wird dann in Gießpfannen abgestochen. Beschickung und Abstich des SIEMENS-MARTIN-Ofens erfolgen **periodisch.** Durch die hohen Temperaturen, die bei diesem Verfahren angewandt werden, wird das Ofenfutter sehr stark beansprucht und muß nach jedem Schmelzvorgang ausgebessert werden.

Die Stahlschmelzer können das Herdfrischverfahren wegen der längeren Dauer durch häufigere Entnahme und Untersuchung von Proben besser kontrollieren und regeln, als das beim Windfrischen möglich ist.

In der Tabelle 9 werden das Windfrischverfahren und das Herdfrischverfahren gegenübergestellt.

Tabelle 9. Frischverfahren

	THOMAS-Verfahren	SIEMENS-MARTIN-Verfahren
Einsatzgut	flüssiges phosphorreiches Roheisen und Zuschlagstoffe	festes phosphorarmes Roheisen, Schrott und Zuschlagstoffe
Grundprozeß	Oxydation der Begleitelemente	Oxydation der Begleitelemente
Oxydationsmittel	Sauerstoff aus der Luft	Sauerstoff aus der Luft und gebundener Sauerstoff
Dauer des Gesamtprozesses	etwa 20 bis 30 Minuten	6 bis 14 Stunden
Produkte	THOMAS-Stahl und phosphorreiche THOMAS-schlacke	SIEMENS-MARTIN-Stahl und eisenreiche SIEMENS-MARTIN-Schlacke

d) Technische Durchführung des Elektrostahlverfahrens. Vom SIEMENS-MARTIN-Verfahren unterscheidet sich das **Elektrostahlverfahren** vor allem dadurch, daß die für den Schmelzprozeß erforderliche Wärme durch elektrische Energie erzeugt wird. Die Versuche zur Nutzung der elektrischen Energie bei der Stahlerzeugung reichen bis in die zweite

Hälfte des 19. Jahrhunderts zurück, führten aber erst nach 1900 zur praktischen Anwendung.

Die gebräuchlichste Art des Elektrostahlofens ist der **Lichtbogenofen** (Abb. 127). Er besteht aus einem runden Herd aus feuerfestem Material. Der Herdraum ist nach oben durch einen abnehmbaren oder ausschwenkbaren Deckel verschlossen. Durch diesen Ofendeckel sind Graphit- oder Kohlenelektroden geführt (Abb. 128). Lichtbogenöfen werden mit einem Fassungsvermögen bis zu 80 t gebaut.

Die Beschickung erfolgt nach Abnahme des Ofendeckels von oben her. Neben festen Ausgangsstoffen kommt auch flüssiger Stahl aus dem SIEMENS-MARTIN-Ofen für den Einsatz in Frage.

Die chemischen Vorgänge bei der Elektrostahlerzeugung entsprechen denen des Herdfrischverfahrens. Der Sauerstoff zur Oxydation der Begleitelemente wird jedoch nicht von überschüssiger Verbrennungsluft geliefert, sondern er kommt aus den Einsatzstoffen. Durch Zuführung von Sauerstoff kann jedoch der Frischprozeß beschleunigt werden. Die Temperatur zum Schmelzen der Einsatzstoffe und für die Herstellung des Stahles wird mit Hilfe eines Lichtbogens erzeugt, der von den Elektroden durch die Einsatzstoffe gezogen wird. Bei dieser Art der Wärmeerzeugung werden höhere Temperaturen als bei der Verbrennung von Heizgasen im SIEMENS-MARTIN-Ofen erreicht. Im Elektrostahlofen entfällt auch die chemische Wirkung der Heizgase. Deshalb kann man im Elektrostahlofen Qualitäts- und Edelstähle mit besonderen Eigenschaften herstellen. Die zur Stahlveredlung notwendigen Stoffe, **Stahlveredler** genannt, werden beim Schmelzprozeß dem Einsatzgut hinzugegeben.

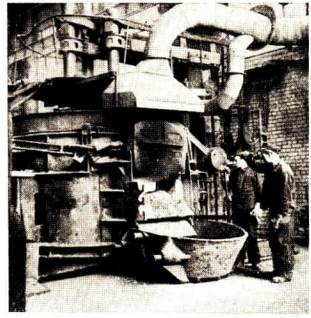


Abb. 127 Lichtbogenofen im VEB Stahl- und Walzwerk „Wilhelm Florin", Hennigsdorf bei Berlin

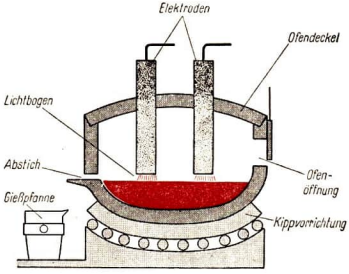


Abb. 128 Schematische Darstellung eines Lichtbogenofens

Aus weißem Roheisen wird durch Oxydation der Begleitelemente (Frischen) Stahl erzeugt. Die wichtigsten Frischverfahren sind das Windfrischen in der THOMASbirne, das Herdfrischen im SIEMENS-MARTIN-Ofen und das Elektrostahlverfahren im Lichtbogenofen. Im Elektrostahlofen kann durch den Zusatz von Stahlveredlern auch Edelstahl hergestellt werden.

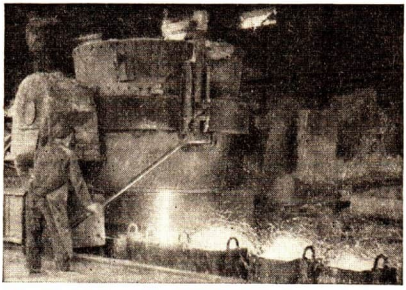


Abb. 129 Kokillenguß im VEB Maxhütte Unterwellenborn

3. Formgebung. Der flüssige Stahl wird zum Teil in Gießereien unter Verwendung von Formen zu Maschinenteilen und Geräten gegossen. Große Mengen Stahl läßt man in den Stahlwerken in gußeisernen Blockformen, den **Kokillen,** zu Blöcken erstarren (Abb. 129). Diese Blöcke werden in glühendem Zustand durch **Walzen** oder **Schmieden** weiterverarbeitet. In den Walzwerken (Abb. 130) werden die Blöcke durch Walzen geführt, die ihnen allmählich den gewünschten Querschnitt geben (Abb. 131). Auf diese Weise entstehen **Profilstähle** und **Stahlbleche.** Durch Weiterverarbeitung der Profilstähle erhält man kleinere Profile, wie **Stahldraht** oder dünne Bleche. Besondere **Formstücke** werden mit Schmiedemaschinen und Schmiedepressen hergestellt. In der Abbildung 132 sind Herstellung und Verarbeitung von Stahl im Zusammenhang dargestellt. Abbildung 133 zeigt die wichtigsten Profilstahlformen.

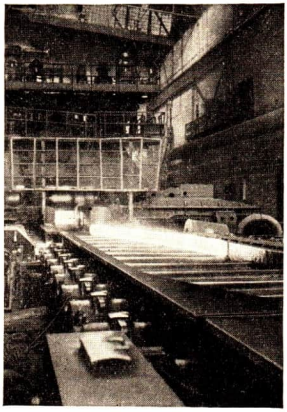


Abb. 130 Walzenstraße

4. Nebenprodukte der Stahlherstellung. Als Nebenprodukt fällt bei den Frischverfahren **Schlacke** an. Die **Thomas-Schlacke** besteht im wesentlichen aus einer phosphorreichen Verbindung, die staubfein gemahlen als **Thomasphosphat** in den Handel kommt. Thomasphosphat ist ein wertvolles Phosphordüngemittel. Bei der Herstellung von 1 t Thomas-Stahl entstehen etwa 0,2 t Thomas-Schlacke.

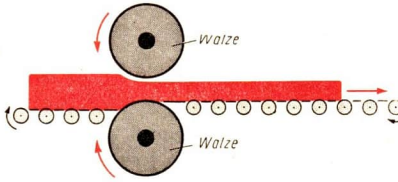


Abb. 131 Schematische Darstellung des Walzens

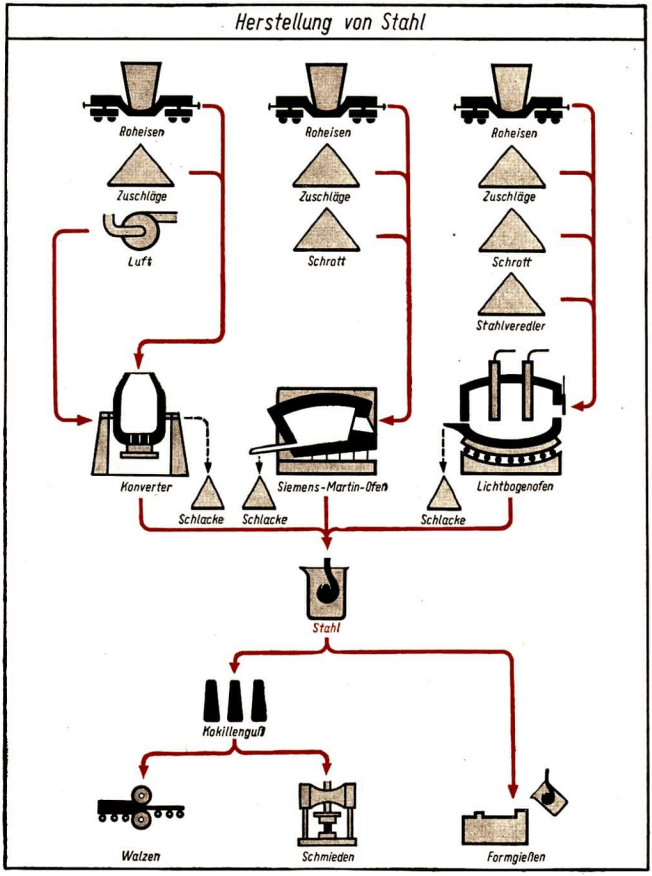


Abb. 132 Herstellung von Stahl (schematische Darstellung)



Abb. 133 Häufig verwendete Profilstähle

Siemens-Martin-Schlacke fällt in verhältnismäßig geringen Mengen an. Auf 1 t Siemens-Martin-Stahl kommen etwa 0,08 t Schlacke. Die Siemens-Martin-Schlacke wird wegen ihres hohen Eisen- und Mangangehaltes wieder dem Verhüttungsprozeß zugeführt. Sie kann also ebenfalls noch wirtschaftlich genutzt werden.

Die beim Windfrischen im Thomas-Konverter anfallende Schlacke wird gemahlen (Thomasphosphat) und als Phosphordüngemittel verwendet.

Stahlveredlung

1. Stahlsorten. Die bei den einzelnen Frischverfahren erzeugten Stähle haben einen Kohlenstoffgehalt von unter 1,7%. Die übrigen Begleitelemente des Eisens sind nur noch in sehr geringen Anteilen enthalten. Man bezeichnet deshalb diese Stahlsorten auch als **Kohlenstoffstähle.**

Die einzelnen Kohlenstoffstähle unterscheiden sich in ihrem Kohlenstoffgehalt voneinander. Sie sind vielfältig verwendbar in allen Gebieten des Maschinenbaus, Bauwesens, Verkehrswesens und der Leichtindustrie. Bezeichnung, chemische Zusammensetzung und Zugfestigkeit dieser Stähle sind einheitlich festgelegt. Alle in unserer Republik gebräuchlichen Stahlsorten sind in der **„Standardliste Eisen und Stahl"** erfaßt, die vom Amt für Standardisierung der Deutschen Demokratischen Republik herausgegeben wurde. So muß zum Beispiel nach dieser Standardliste, Normblatt DIN 1611, der Maschinenbaustahl St 34.11 eine Zugfestigkeit von 34 bis 42 $\frac{kg}{mm^2}$ haben. Sein Schwefel- und Phosphorgehalt darf zusammen nicht mehr als 0,10%, sein Kohlenstoffgehalt etwa 0,12% betragen.

2. Legierte Stähle. Die Eigenschaften der Kohlenstoffstähle genügen nicht auf allen Anwendungsgebieten den Anforderungen. Sie werden deshalb für bestimmte Zwecke veredelt, indem man ihnen **Stahlveredler** zusetzt. Auf diese Weise können ihre Eigenschaften verbessert werden.

Solche Stahlveredler sind zum Beispiel die Metalle Mangan, Nickel, Chrom und Wolfram. Diese Elemente werden in bestimmten Mengen dem Stahl zugemischt und mit ihm verschmolzen. Das Vermischen und Zusammenschmelzen von Metallen mit anderen Metallen heißt **Legieren.** Der Stahl wird also mit den genannten Metallen legiert. Die entstandenen Metallgemische bezeichnet man als **legierte Stähle.** Beim Vergleich der Eigenschaften dieser Stähle mit denen der einzelnen Legierungsbestandteile kann man bemerkenswerte Unterschiede feststellen. Härte, Zähigkeit und Elastizität der Stahllegierungen sind wesentlich größer als die des Ausgangsstahls und der zulegierten Metalle. Allgemein kann man sagen, daß die Legierungen gegen-

über ihren Bestandteilen neue Eigenschaften besitzen. Da aber beim Legieren die einzelnen Metallmengen in gewissen Grenzen verändert werden können, sind Legierungen keine chemischen Verbindungen.

Metalle vermischen sich beim Schmelzen. Die entstandenen Metallgemische heißen Legierungen. Legierungen haben andere Eigenschaften als ihre Bestandteile.

In Tabelle 10 werden die durch Legierungszusätze hervorgerufenen Eigenschaftsänderungen und die Anwendungsgebiete der legierten Stähle zusammengefaßt.

Tabelle 10. Eigenschaften und Verwendung legierter Stähle

Legierungszusätze	Besonders verbesserte Eigenschaften	Hauptanwendungsgebiete
Mangan bis 14%	Verschleißfestigkeit	Herstellung von Eisenbahnschienen
Chrom über 13%	Härte, Rostbeständigkeit	Herstellen von Werkzeugen und Kugellagern
Nickel etwa 25% bis 36%	Zähigkeit fast keine Ausdehnung beim Erwärmen	Invarstahl zum Bau von sehr empfindlichen Instrumenten
Chrom u. Nickel	Härte, Zähigkeit, chemische Widerstandsfähigkeit	Herstellung von Kurbelwellen, Achsen, Bau chemisch-technischer Apparate
Wolfram 15 bis 18%	Festigkeit in der Wärme	Schnellarbeitsstahl zur Herstellung von Zerspanungswerkzeugen

Bekanntlich bestehen auch Roheisen und Stahl nicht aus chemisch reinem Eisen. Im grauen Roheisen ist im wesentlichen Graphit, im weißen Roheisen Eisenkarbid enthalten. Auch im Kohlenstoffstahl sind Begleitelemente in geringen Anteilen vorhanden, die die Eigenschaften beeinflussen. Demzufolge sind Roheisen und Kohlenstoffstähle **Eisen-Kohlenstoff-Legierungen**. Der Kohlenstoff und andere Nichtmetalle können also ebenfalls Legierungsbestandteile sein.

Die bei den verschiedenen Frischverfahren erzeugten Stähle enthalten im wesentlichen Kohlenstoff als Legierungsbestandteil und heißen Kohlenstoffstähle. Durch Zulegieren von Stahlveredlern entstehen legierte Stähle. Diese haben gegenüber den Kohlenstoffstählen verbesserte Eigenschaften.

3. Warmbehandlung. Kohlenstoffstähle und legierte Stähle können zur weiteren Verbesserung ihrer Eigenschaften noch einer **Warmbehandlung** unterworfen werden.

Unter der Warmbehandlung der Stähle versteht man die allmähliche Wärmezufuhr mit anschließendem langsamem oder schnellem Wärmeentzug. Dabei wird keine Verformung des Werkstückes vorgenommen.

Die wichtigsten Verfahren sind das **Härten** und das **Anlassen.**

In den folgenden Versuchen werden wir Arbeitsgang und Zweck der genannten Verfahren kennenlernen:

Versuch 43: *Zwei Rasierklingen aus Stahl werden nacheinander mit einer Tiegelzange in die Flamme des Brenners gehalten und etwa 5 Minuten lang kräftig auf Rotglut erhitzt. Die erste Rasierklinge lassen wir allmählich abkühlen, indem wir sie nach oben langsam aus der Flamme führen und dann vom Brenner ebenso langsam entfernen. Die zweite Rasierklinge hingegen tauchen wir in glühendem Zustand in warmes Wasser ein, das sich in einem unmittelbar neben dem Brenner stehenden Becherglas befindet.*
Prüfe die Rasierklingen vor dem Erhitzen und nach dem Abkühlen durch Biegen auf ihre Elastizität und durch Ritzen von Glas auf ihre Härte!

Versuch 44: *Ein blankes Stahlblech wird auf einer Asbestpappe, die auf einem Dreifuß liegt, mit der leuchtenden Flamme eines Brenners vorsichtig erwärmt. Beobachte die Anlaßfarben auf dem Stahlblech!*

Versuch 45: *Die bei Versuch 43 benutzte zweite, schnell abgekühlte Rasierklinge wird von oben her langsam in die Spitze der leuchtenden Brennerflamme eingeführt. Wir ziehen die Rasierklinge, wenn sie blau angelaufen ist, sofort aus der Flamme.*
Prüfe durch Biegen ihre Elastizität und durch Ritzen von Glas ihre Härte!

Rasierklingen aus Stahl sind elastisch und ritzen Glas nicht.

Bei Versuch 43 verliert die erste Rasierklinge ihre Elastizität völlig. Wir können sie durch Biegen in jede Form bringen. Die zweite, schnell abgekühlte Rasierklinge ist spröde geworden und bricht beim Biegen. Sie ist so hart, daß wir mit ihr Glas ritzen können. Sie wurde also gehärtet.

Auf der Oberfläche des in Versuch 44 erhitzten Stahlbleches werden bei Temperaturen zwischen 200 und 400 °C nacheinander die Farben Gelb, Braun, Violett, Kornblumenblau, Graublau und Grau sichtbar. Jeder Temperatur entspricht also eine bestimmte Farbe, die man als **Anlaßfarbe** bezeichnet.

Wir nutzten die Kenntnis der Anlaßfarben bei Versuch 45 bereits aus. Die gehärtete und erneut vorsichtig erwärmte sowie abgekühlte Rasierklinge wird wieder elastisch, ritzt aber Glas nicht mehr. Man spricht bei diesem Vorgang vom Anlassen des gehärteten Stahls.

Härten und Anlassen sind von großer Bedeutung für die Werkstoffverarbeitung von Stahl. Bei beiden Verfahren wird durch die Warmbehandlung das Gefüge des Stahls verändert und damit eine Änderung seiner Eigenschaften erreicht. Beim Härten des Stahls nimmt allerdings seine Sprödigkeit zu. Das Erhitzen auf Härtetemperatur wird in elektrischen oder gasbeheizten Öfen durchgeführt. Als wärmeentziehende Ablöschmittel dienen Wasser, Salzlösungen, Mineralöle oder Luft.

Durch das Anlassen des gehärteten Stahls wird bei unwesentlichem Absinken der Härte die Sprödigkeit verringert. Das Anlassen erfolgt ohne genaue Temperaturmessung nach Anlaßfarben oder mit genauer Kontrolle der Temperatur in Öfen.

Verfahren der Warmbehandlung von Stahl sind das Härten und Anlassen. Das Härten dient der Erhöhung der Härte, beim nachfolgenden Anlassen wird die Sprödigkeit des Stahls herabgesetzt.

Rosten und Rostschutz

1. Rosten. Die kohlenstoffarmen Stähle sind im allgemeinen stark rostgefährdet. Das bestätigt der nachfolgende Versuch.

Versuch 46: *In einen kleinen Rundkolben wird Stahlwolle eingefüllt. Der Kolben liegt auf dem Rand eines Becherglases mit Wasser auf. Seine Öffnung taucht in das Wasser, das mit roter Tinte angefärbt wurde (Abb. 134). Beobachte im Verlauf einiger Tage, ob sich Rost bildet! Woran ist zu erkennen, daß das im Stahldraht enthaltene Eisen mit Sauerstoff oxydiert wird? Untersuche das im Rundkolben verbliebene Restgas mit einem brennenden Holzspan!*

Versuch 47: *Zwei Spatelspitzen lufttrockener Rost werden im Reagenzglas erhitzt. Beobachte den Rückstand im Reagenzglas und den kalten Teil des Reagenzglases!*

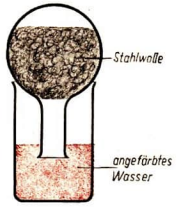


Abb. 134 Untersuchung des Rostvorganges

Beim Erhitzen von Rost geht dieser in rotes Eisen(III)-oxid über. Dabei wird Wasser abgespalten und im kalten Teil des Reagenzglases niedergeschlagen (Versuch 47). Die Zusammensetzung des Rostes kann man mit der Formel $Fe_2O_3 \cdot H_2O$ angeben. Das im Kolben verbliebene Restgas ist brennbar (Versuch 46). Das brennbare Gas muß Wasserstoff sein, da außer Luft nur Wasser an der Reaktion beteiligt war.

Beim Rosten von kohlenstoffarmem Stahl wird das Eisen unter Mitwirken der Feuchtigkeit und des Sauerstoffs der Luft zu Rost umgesetzt, wobei Wasserstoff frei wird:

$$4\,Fe + 6\,H_2O + O_2 \rightarrow 2\,(Fe_2O_3 \cdot H_2O) + 4\,H_2\,.$$

Das Rosten des Eisens ist ein langsam verlaufender Oxydationsvorgang. Außerdem wirken der in der Luft enthaltene Wasserdampf oder das Wasser beim Rostvorgang mit. In trockener Luft rostet demnach kein Eisen. Durch genauere Untersuchungen wurde festgestellt, daß auch das Kohlendioxid der Luft an der Rostbildung beteiligt ist.

Die Rostschicht ist porös und blätterig. Die Reaktion läuft deshalb so lange ab, bis das Eisen restlos verbraucht ist.

Es wird geschätzt, daß in der Welt jährlich mehrere hunderttausend Tonnen Eisen durch Verrosten verlorengehen. Das sind ungefähr 0,5% der Welterzeugung an Eisen.

2. Rostschutz. Der Rostschutz ist eine bedeutende volkswirtschaftliche Aufgabe. Durch die Verwendung legierter Stähle wird dem Rosten entgegengewirkt. Besonders widerstandsfähig sind die Chrom-Nickel-Stähle.

Unsere Kenntnis vom Rostvorgang ermöglicht es, Wege für einen wirksamen Rostschutz der kohlenstoffarmen Stähle zu finden. Man muß sie vom Luft- und Wasserzutritt abschließen. Nach gründlichem Vorbereiten werden die Bauteile mit einem Schutzüberzug versehen.

Das sachgemäße **Entrosten** der Stahlteile ist eine wichtige Voraussetzung für die Wirksamkeit und Haltbarkeit der Schutzüberzüge. Stahlbauwerke werden meist mit besonderen Vorrichtungen oder durch ein **Sandstrahlgebläse** entrostet. Werkstücke

können auf chemischem Wege durch **Beizen** mit verdünnter Salzsäure oder Schwefelsäure vorbehandelt werden. Der Rost wird von den Säuren zersetzt. Die Säurespuren müssen mit Wasser abgespült oder durch Eintauchen in heiße Kalkmilch neutralisiert werden.

Für den Oberflächenrostschutz von Eisen- und Stahlteilen bestehen verschiedene Möglichkeiten:

a) Einölen oder Einfetten
b) Schutzanstriche mit Öl- oder Kunstharzfarben, Teerprodukten oder anderen Stoffen
c) Emaillierung
d) Überzüge mit anderen Metallen

Blanke Stahlteile werden durch **Einölen** oder **Einfetten** auf kurze Zeit vor dem Rosten geschützt.

Große Bedeutung haben auch **Rostschutzanstriche.** Auf einem Grundanstrich mit Bleimennige wird der Deckanstrich mit Ölfarben, die meist Metalloxide, wie Eisenoxid und Zinkoxid, enthalten, oder mit Kunstharzfarben vorgenommen.

Lacküberzüge schützen zum Beispiel die Karosserien der Kraftfahrzeuge.

Mit Asphalt- oder Teerpechanstrichen werden Gas- oder Wasserleitungsrohre vor dem Verlegen versehen. Als Rostschutzanstrich bei eisernen Öfen wird Graphit verwendet.

Haushaltgeräte, Badewannen, Behälter und andere Erzeugnisse werden durch **Emaillieren** geschützt. Die Geräte werden mit einer Glasurmasse, die vor allem Quarz, Zinnoxid und Bleioxid enthält, bestrichen und dann in Emaillieröfen erhitzt. Dabei wird der Überzug zu einer festhaftenden glasartigen Masse, der Emaille, eingebrannt. Der Emailleüberzug ist zwar sehr beständig, jedoch gegen Druck und Schlag empfindlich.

Einen wirksameren und dauerhafteren Schutz gegen das Rosten bieten **Metallüberzüge.** Als Überzugsmetalle werden vor allem Zink, Zinn, Chrom und Nickel verwendet. Bei der Feuerverzinkung und der Feuerverzinnung werden die Stahlteile in das geschmolzene Überzugsmetall eingetaucht. Verzinkt werden besonders Bleche, Drähte, Behälter und Fässer. Verzinntes Stahlblech dient als Weißblech zur Herstellung von Konservendosen.

Das Verchromen und das Vernickeln wird mit elektrochemischen Verfahren durchgeführt. Nickelüberzüge erzeugt man auch durch Plattieren. Dabei wird eine dünne Nickelschicht in warmem Zustand auf Stahlbleche aufgewalzt und auf diese Weise unlösbar mit dem Stahl verbunden.

Kohlenstoffarme Stähle rosten sehr leicht. Rost bildet sich besonders in feuchter Luft. Stahlbauten und -teile müssen daher durch Einölen, Schutzanstriche oder Schutzüberzüge vor dem Rosten geschützt werden.

Die Roheisen- und Stahlerzeugung der Deutschen Demokratischen Republik

Roheisen und Stahl gehören zu den bedeutendsten Werkstoffen für die Industrie und für das gesamte Bauwesen. In unserer metallverarbeitenden Industrie, insbesondere im Maschinenbau, Fahrzeugbau, Schiffbau, in der Metallwarenindustrie und

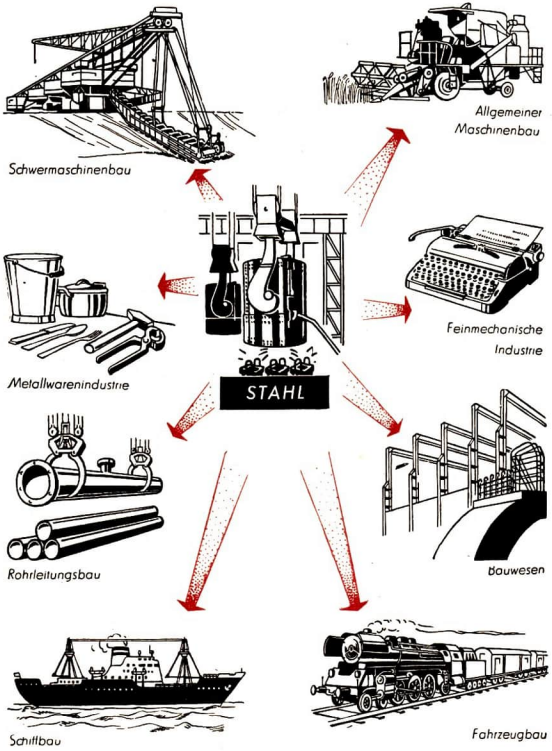


Abb. 135 Verwendung von Stahl

der feinmechanischen Industrie ist Stahl das am meisten verarbeitete Metall. In Abbildung 135 ist die vielseitige Verwendung des Stahls veranschaulicht.

Die roheisen- und stahlerzeugenden Betriebe bilden einen wichtigen Zweig der Schwerindustrie unserer Republik. Der Beginn unserer Roheisen- und Stahlerzeugung nach 1945 war mit großen Schwierigkeiten verbunden. Auf dem Gebiet der

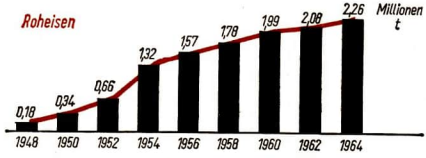


Abb. 136 Entwicklung der Roheisenerzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

Deutschen Demokratischen Republik gab es damals nur ein Hüttenwerk, den VEB Maxhütte Unterwellenborn. Dieses Werk nahm nach Beseitigung der größten Kriegsschäden seine Produktion wieder auf und erzeugte 1946 123 600 t Roheisen. Rohstahl konnte ebenfalls nur in dem kleinen Thomasstahlwerk der Maxhütte hergestellt werden. 1946 betrug die Rohstahlerzeugung lediglich 152 700 t. Das Roheisen und der Stahl aus der Maxhütte reichten für den Aufbau bei weitem nicht aus. Die Sozialistische Einheitspartei Deutschlands unterbreitete daher den Vorschlag, im ersten Fünfjahrplan vor allem eine leistungsfähige Eisenhütten- und Stahlindustrie aufzubauen. Bei Calbe an der Saale wurde das erste Niederschachtofenwerk der Welt errichtet. Der **VEB Bergbau- und Hüttenkombinat Calbe/Saale** verfügt heute über 10 Niederschachtöfen. Bei Fürstenberg an der Oder entstand zusammen mit einer neuen Wohnstadt, einem Hüttenzementwerk und einem Kraftwerk der **VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt,** in dem heute 6 Hochöfen arbeiten. Die Sowjetunion, die Volksrepublik Polen und die Tschechoslowakische Sozialistische Republik versorgen diesen Betrieb mit dem größten Teil der Ausgangsstoffe.

Die Werktätigen unserer Eisenhüttenindustrie konnten in den vergangenen Jahren die Roheisenerzeugung beträchtlich steigern. 1964 betrug sie mit 2,26 Millionen t schon mehr als das Zehnfache der des Jahres 1948 (Abb. 136). Durch Anwendung neuer

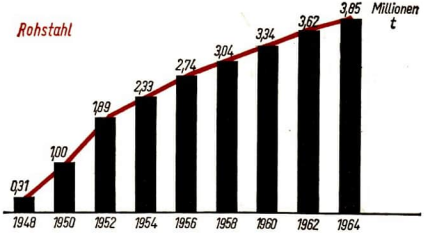


Abb. 137 Entwicklung der Rohstahlerzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik



Abb. 138 Eisenerzvorkommen, Eisenhüttenwerke, Stahlwerke und Walzwerke der Deutschen Demokratischen Republik

Arbeitsmethoden wird die Roheisenerzeugung weiter erhöht. So wurden beim Hochofenprozeß durch Zusatz von Wasserdampf zum Heißwind schon gute Erfolge erzielt. Der Hochofen arbeitet dadurch gleichmäßiger, es wird Koks gespart und die Leistung des Ofens verbessert. In unseren Plänen zur Entwicklung der Volkswirtschaft ist eine weitere Steigerung der Roheisenerzeugung vorgesehen.

Die Stahlerzeugung konnte seit 1948 bedeutend erhöht werden (Abb. 137). Die Stahlwerke in Brandenburg, Hennigsdorf, Riesa, Freital, Gröditz und im VEB Maxhütte Unterwellenborn wurden aufgebaut oder wieder instand gesetzt. Zwischen den Stahlschmelzern der Sowjetunion und der Deutschen Demokratischen Republik fand ein reger Erfahrungsaustausch statt.

Nach dem Vorbild des sowjetischen Stahlschmelzers Amossow wurde in den Stahlwerken unserer Republik mit der Schnellschmelzbewegung begonnen. Dabei kommt es auf die Verkürzung der Beschickungszeit beim Siemens-Martin-Ofen durch gute Arbeitsorganisation, die größtmögliche Ausnutzung des Herdes durch überlegte Beschickung des Ofens und vieles andere an.

Die Anwendung von Sauerstoff beim Herdfrischverfahren gibt uns weitere Möglichkeiten für die Steigerung der Stahlerzeugung. Im VEB Edelstahlwerk „8. Mai 1945" Freital ist bereits eine Sauerstoffanlage in Betrieb genommen. Dadurch ist es möglich, schneller hohen Anforderungen entsprechende Edelstähle herzustellen.

In den nächsten Jahren wird in Eisenhüttenstadt ein mit modernsten Anlagen ausgestattetes Stahl- und Walzwerk errichtet. Damit wird der Aufbau des VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, zu Ende geführt. Durch diese Erweiterung unserer Stahlindustrie wird die Produktion beträchtlich gesteigert werden können. Der in unserer Republik erzeugte Stahl wird in 13 zum Teil spezialisierten Walzwerken weiterverarbeitet. Der größte Teil dieser Walzwerke ist den Stahlwerken angeschlossen (Abb. 138).

Unsere Walzwerke verarbeiten auch Stahl, der importiert wird. Von großer Bedeutung für den weiteren sozialistischen Aufbau sind die Stahllieferungen aus der Sowjetunion.

Die Erhöhung der Roheisen- und Stahlerzeugung ist eine wichtige Voraussetzung für die Verwirklichung unserer volkswirtschaftlichen Aufgaben. Bedeutende Stahlmengen sind vor allem für die Errichtung neuer Betriebe und für Erweiterungsbauten in unserer volkseigenen Industrie, insbesondere im Rahmen des großen Chemieprogramms, notwendig. Eine bessere Versorgung der Bevölkerung mit hochwertigen Industriewaren, die Verbesserung des Verkehrswesens unserer Republik und die Produktion von Maschinen und Industrieanlagen für den Export sind ebenfalls in hohem Maße von der Steigerung unserer Stahlerzeugung abhängig. Die weitere Entwicklung der Eisen- und Stahlindustrie hat deshalb für unsere Republik ganz besondere Bedeutung.

Legierungen anderer Metalle

In der metallverarbeitenden Industrie spielen auch Legierungen einer Reihe anderer Metalle eine bedeutende Rolle. Die Eigenschaften der Grundmetalle können durch Legierungszusätze meist erheblich verbessert werden. Metall-Legierungen sind wertvolle Werkstoffe. Zwei wichtige Gruppen sollen hier erwähnt werden.

1. Kupferlegierungen. Kupfer, das verhältnismäßig weich ist und sich nur schwer gießen läßt, wird durch Legierungszusätze von Zink und Zinn härter und läßt sich besser gießen und bearbeiten. Es gibt zahlreiche Kupferlegierungen. Die wichtigsten sind in Tabelle 11 zusammengestellt.

Tabelle 11. Wichtige Kupferlegierungen

Legierung	Legierungsbestandteile			Eigenschaften	Verwendung
	Cu	Zn	Sn		
Messing	54 bis 90%	46 bis 10%	—	ockergelb bis goldrot	Drähte, Bleche, Profile, Armaturen, elektrische Apparateteile
Bronze	70 bis 96%	—	30 bis 4%	chemisch sehr widerstandsfähig	Drähte, Bleche, hochbeanspruchte Teile, wie Lager, Armaturen
Rotguß	86%	4%	10%	gut gießbar	Maschinenteile

2. Zinnlegierungen. Die wichtigsten Zinnlegierungen sind die **Lote** oder **Lötzinne.** Sie bestehen aus 25 bis 50% Zinn und 50 bis 75% Blei. Ihre Schmelztemperatur liegt sehr niedrig. Ihre Festigkeit ist jedoch gering. Man benutzt sie besonders bei Klempnerarbeiten. Sie sind für das Löten von Kupfer, Zink und Stahl geeignet.

Im Gegensatz zum Schweißen wird beim Löten zur Verbindung zweier Werkstücke ein Zusatzwerkstoff anderer Zusammensetzung benötigt.

Wir wissen, daß sich die unedlen Metalle an der Luft mit einer dünnen Oxidschicht bedecken. Diese Oxidschicht wird zunächst von den Metallteilen entfernt, die miteinander durch Löten verbunden werden sollen. Sie würde das Haften des Lotes und seine Verbindung mit den Metallteilen verhindern. Das Entfernen erfolgt zunächst durch mechanische Bearbeitung der Metallteile. Die Reste der Oxidschicht können mit Lötwasser gelöst werden.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Erläutere die Gewinnung und Aufbereitung der Eisenerze!*
2. *Zeichne vereinfacht den Aufriß eines Hochofens, gib in der Zeichnung seine Hauptteile an und stelle die Vorgänge beim Hochofenprozeß in der Zeichnung dar!*
3. *Vergleiche die Nutzung der Wärme im Winderhitzer und* Siemens-Martin-*Ofen!*
4. *Erläutere die Besonderheiten des Niederschachtofens gegenüber dem Hochofen!*
5. *Welche Unterschiede bestehen zwischen grauem und weißem Roheisen?*
6. *Gib die beim Frischen ablaufenden chemischen Reaktionen in Gleichungen an!*
7. *Vergleiche das* Thomas-*Verfahren mit dem* Siemens-Martin-*Verfahren!*
8. *Zeichne einen* Siemens-Martin-*Ofen im Aufriß!*
9. *Nenne die Unterschiede zwischen Roheisen, Kohlenstoffstahl und legiertem Stahl!*
10. *Worin unterscheidet sich eine Legierung von einer chemischen Verbindung?*
11. *Nenne Gegenstände des Haushalts, die aus Gußeisen oder Stahl hergestellt sind!*
12. *Beschreibe das Härten und Anlassen von Stahl!*
13. *Nenne die wichtigsten Eisenhüttenwerke, Stahlwerke und Walzwerke unserer Republik!*
14. *Erläutere die Bedeutung unserer Eisenhüttenwerke, Stahlwerke und Walzwerke für den sozialistischen Aufbau!*
15. *Nenne Maßnahmen, die zur Steigerung der Roheisen- und Stahlproduktion beitrugen!*



Schüler besichtigen ein Salzbergwerk

Kalisalze kommen in großen Mengen in den Salzlagern vor. Sie werden von unseren Bergleuten unter Tage abgebaut. Aus Kalisalzen werden hochwertige Düngemittel für die Landwirtschaft hergestellt. Zahlreiche Länder der Erde beziehen im Handel mit der Deutschen Demokratischen Republik Kalidüngemittel. Die Kalisalze gehören zu den wirtschaftlich wichtigen Verbindungen des Elements Chlor.

6. KAPITEL

Halogene

Wir erkannten durch Untersuchungen und Vergleiche der Eigenschaften und Verbindungen von Kohlenstoff und Silizium, daß zwischen diesen Elementen Ähnlichkeiten bestehen. Im folgenden lernen wir einige weitere chemische Elemente kennen, die einander in ihren Eigenschaften ebenfalls sehr ähnlich sind. Man faßt sie daher zu einer Gruppe chemischer Elemente zusammen. Die Elemente dieser Gruppe werden **Halogene**[1]) genannt.

Chlor

1. Darstellung und Eigenschaften. Zu den Halogenen gehört das Element **Chlor,** das wir bereits als einen Bestandteil der Salzsäure HCl kennen. Es hat das Symbol Cl.

[1]) hals (griechisch) = Salz; genere (lateinisch) = erzeugen, bilden

Wir stellen Chlor aus Salzsäure dar, indem wir den Wasserstoff der Säure chemisch mit Sauerstoff zu Wasser binden. Den erforderlichen Sauerstoff erhalten wir aus der Verbindung Kaliumpermanganat.

Versuch 48: *Wir geben eine Spatelspitze Kaliumpermanganat in ein Reagenzglas und erhitzen es. Dann führen wir die Spanprobe durch.*
Was beobachtest du?

Wir stellen nun Chlor dar, indem wir Salzsäure auf Kaliumpermanganat einwirken lassen.

Versuch 49: *Wir verwenden die Versuchsapparatur nach Abbildung 139. In den Kolben mit Kaliumpermanganat lassen wir aus dem Tropftrichter konzentrierte Salzsäure tropfen. Was beobachtest du?*
Zunächst ist der Quetschhahn geschlossen. Wenn die Luft aus dem Gasentwickler vertrieben ist, öffnen wir den Hahn und füllen den Standzylinder mit Chlor. Danach ist der Hahn wieder zu schließen. Das überschüssige Chlor wird so in die Waschflaschen geleitet.
Beobachte den Standzylinder, hinter den weißes Papier gehalten wird! Betrachte das Wasser in der Waschflasche!

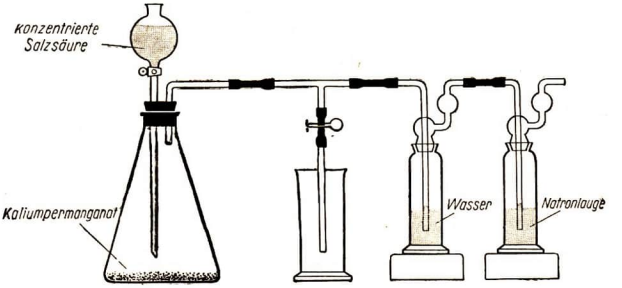


Abb. 139 Darstellung von Chlor

Chlor ist ein gelbgrünes Gas mit stechendem Geruch, das frei in zweiatomigen Molekülen auftritt (Cl_2). Auf Grund seiner Farbe hat man ihm den Namen Chlor[1]) gegeben. Chlor wirkt auf die Atemorgane stark schädigend. Es ist außerordentlich giftig. Wir können uns beim Experimentieren vor dem Einatmen von Chlor schützen, indem wir aus dem Gasentwickler entweichende überschüssige Mengen des Gases in Natronlauge einleiten.

Vorsicht beim Arbeiten mit Chlor! Chlor schädigt die Atemorgane!

[1]) chloros (griechisch) = grün

Die Dichte des Chlors ist $2\frac{1}{2}$ mal so groß wie die der Luft. Daher läßt es sich gut durch Luftverdrängung in Gefäße füllen. Es ist unzweckmäßig, dieses Gas pneumatisch aufzufangen, da es sich in beträchtlichen Mengen in Wasser löst. Dabei entsteht das gelbgrün gefärbte Chlorwasser.

Wir stellen weitere Eigenschaften des Chlors fest.

Versuch 50: *Wir nähern der Öffnung des mit Chlor gefüllten Standzylinders einen brennenden Holzspan und tauchen ihn anschließend hinein.*

Chlor ist nicht brennbar und unterhält die Verbrennung nicht.

Versuch 51: *In zwei Kolben gießen wir etwas abgestandenes Wasser aus Blumenvasen oder von einem Heuaufguß. Dann wird der eine Kolben mit Chlor gefüllt und durch einen Stopfen verschlossen. In den anderen gießen wir etwas Chlorwasser.*

Versuch 52: *a) Wir gießen in einen Standzylinder bis zur Höhe von etwa 2 cm konzentrierte Schwefelsäure und in einen zweiten die gleiche Menge Wasser. Beide Zylinder bedecken wir mit Glasplatten. Die Standzylinder werden anschließend durch Luftverdrängung mit Chlor gefüllt. Nach etwa 5 Minuten hänger wir je einen Streifen Lackmuspapier hinein.*
b) Ein Reagenzglas wird zur Hälfte mit Chlorwasser gefüllt. Dann hängen wir einen Streifen Lackmuspapier über den Rand des Glases.
Beobachte die Farbe der Lackmuspapierstreifen in allen drei Fällen! Was können wir daraus folgern?

Feuchtes Chlor wirkt desinfizierend und bleichend.

Das Element Chlor ist ein gelbgrünes, unangenehm riechendes Gas, das nicht brennt und die Verbrennung nicht fördert. Es löst sich in Wasser zu Chlorwasser. Feuchtes Chlor wirkt bleichend und keimtötend.

2. Verwendung und Bedeutung. Vor einigen Jahrzehnten wurde das Chlor nur in geringem Umfang in der Industrie genutzt. Man verwendete es schon damals zum Desinfizieren und zum Bleichen. In Wasserwerken wird das Trinkwasser durch einen Zusatz von kleinen Mengen Chlor (1 Liter Chlor auf 50 000 Liter Wasser) keimfrei gemacht. Dieser geringe Chlorgehalt des Trinkwassers ist für den Menschen unschädlich. Er beeinflußt den Geschmack des Wassers nicht nachteilig. Auch in vielen anderen Fällen dient Chlor als Desinfektionsmittel. Allerdings ist es dabei vielfach schwierig, mit gasförmigem Chlor zu arbeiten. Man verwendet daher Chlorkalk, der aus Chlorgas und Kalziumhydroxid hergestellt wird. Die bleichende Wirkung des feuchten Chlors läßt sich auch technisch nutzen. Gelbliche Papiermassen und Textilien aus Pflanzenfasern werden in der Industrie durch Einwirkung von Chlor gebleicht.

Der größte Teil des in der Industrie bisher als Nebenprodukt anfallenden Chlors mußte früher oft mit erheblichem Kostenaufwand vernichtet werden. Das war sehr unwirtschaftlich, denn der wichtige Grundsatz über die Nutzung der Nebenprodukte eines Verfahrens kam hier nicht zur Anwendung. Mit der Weiterentwicklung der Wissenschaft und der chemischen Industrie wurde aus dem Abfallprodukt Chlor ein vielseitig verwendbarer Ausgangsstoff für die Herstellung einer großen Anzahl von Er-

zeugnissen. So werden große Mengen Chlor für die Herstellung von Plasten benötigt. Zur Erzeugung von Farbstoffen, Arzneimitteln und Schmierölen wird ebenfalls Chlor verwendet. Eine Reihe hochwertiger Schädlingsbekämpfungsmittel enthält Chlor. Ihre Anwendung führt zu höheren Erträgen in der Landwirtschaft. Abbildung 140 gibt einen Überblick über die Verwendung von Chlor.

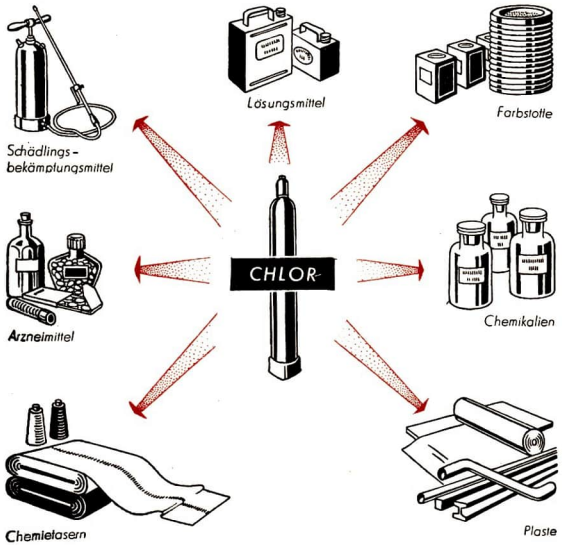


Abb. 140 Verwendung von Chlor

In den chemischen Großbetrieben unserer Republik werden beträchtliche Mengen Chlor hergestellt. Unsere größten Chlorerzeuger sind der VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld und der VEB Chemische Werke Buna, Schkopau. Diese beiden Werke sind gleichzeitig auch unsere größten Chlorverbraucher. Die großen Aufgaben, die das Chemieprogramm auf dem Gebiet der Plasterzeugung festlegt, erfordern weitere erhebliche Mengen Chlor. Die Produktionsanlagen für die Herstellung von Chlor werden daher ständig weiter ausgebaut. So wird zum Beispiel einer unserer chlorerzeugenden Betriebe, der VEB Chemiewerk Nünchritz, zu einem chemischen Großbetrieb erweitert.

In Deutschland wurde vor 1945 der größte Teil des Chlors in Chemiebetrieben des IG-Farben-Konzerns produziert. Unternehmer verfügten über die Verwendung des Chlors, das damals noch vorwiegend Abfallprodukt war. Dieses Abfallprodukt machten sie sich in verbrecherischer Weise nutzbar, indem sie es für die Herstellung von Giftgasen verwendeten. Der IG-Farben-Konzern wurde damit für die Vernichtung hunderttausender Menschen verantwortlich. Im ersten Weltkrieg setzten deutsche Truppen Chlor als Kampfstoff ein. In der Zeit des Faschismus stellten Betriebe des IG-Farben-Konzerns mit Hilfe von Chlor das Giftgas Zyklon B her. Die Kapitalisten des Konzerns verdienten hohe Summen durch die Verwendung dieses Giftgases zur grausamen Tötung unzähliger aufrechter Menschen in den Gaskammern der faschistischen Konzentrationslager. Allein im Konzentrationslager Auschwitz wurden von den faschistischen Henkern über 4 Millionen Menschen ermordet, von denen die meisten in den Gaskammern sterben mußten.

Die auf dem Gebiet der Deutschen Demokratischen Republik gelegenen Chemiebetriebe des IG-Farben-Konzerns sind nach 1945 in Volkseigentum übergegangen. Dadurch wurde die Macht der Kapitalisten dieses Konzerns in der Deutschen Demokratischen Republik gebrochen, und es ist bei uns die Gewähr gegeben, daß das Chlor niemals wieder zu verbrecherischen Zwecken verwendet wird.

Chlorwasserstoff — Salzsäure

Salzsäure ist uns als eine Verbindung aus Wasserstoff und Chlor bekannt. Durch Entzug des Säurewasserstoffs erhielten wir das Element Chlor. Zur endgültigen Bestätigung der Zusammensetzung der Salzsäure ist noch die Synthese aus den Elementen Wasserstoff und Chlor notwendig.

Versuch 53: *Durch ein zur Spitze ausgezogenes Glasrohr leiten wir Wasserstoff und entzünden ihn, nachdem die Knallgasprobe ausgeführt wurde. Nun senken wir die Wasserstoffflamme in einen mit trockenem Chlor gefüllten Standzylinder (Abb. 141). Prüfe mit feuchtem Lackmuspapier, ob die entweichenden Nebel sauer reagieren!*

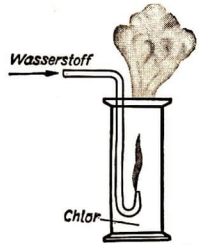


Abb. 141 Reaktion von Chlor mit Wasserstoff

Unter Flammenerscheinungen vereinigen sich die Elemente Wasserstoff und Chlor zu einem farblosen Gas, dem **Chlorwasserstoff:**

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl\,.$$

Chlorwasserstoff bildet an der Luft Nebel. Ein in diese Nebel gehaltener Streifen blaues Lackmuspapier wird gerötet.

Bei der Synthese der Verbindung Wasser aus dem Element Wasserstoff haben wir ein Gemisch dieser beiden Gase (Knallgas) entzündet. Wir werden nun prüfen, ob wir in ähnlicher Weise Chlorwasserstoff synthetisch herstellen können.

Versuch 54: *In einen kleinen Standzylinder leiten wir pneumatisch bis zur halben Höhe Chlor ein. Als Absperrflüssigkeit benutzen wir nicht Wasser, sondern eine gesättigte Kochsalzlösung, da sich in dieser Chlor schwerer löst. Dann leiten*

wir Wasserstoff ein, bis der Zylinder gerade gefüllt ist, und verschließen ihn mit einer Glasplatte. Durch mehrfaches Umschwenken des verschlossenen Zylinders wird für eine möglichst gute Durchmischung der Gase gesorgt. Der gesamte Vorgang ist in einem halbdunklen Raum, keinesfalls im Sonnenlicht, durchzuführen! Die Platte wird sodann weggezogen und das Gasgemisch mit einem langen brennenden Holzspan zur Reaktion gebracht.
Stelle die chemische Gleichung auf!
Prüfe nach der Reaktion das im Zylinder befindliche Gas mit feuchtem Lackmuspapier!

Ein Gemisch aus Chlor und Wasserstoff ist explosiv. Man bezeichnet es als **Chlorknallgas**. Beim Arbeiten mit einem solchen Gemisch ist äußerste Vorsicht geboten, weil die Reaktion bereits durch die Einwirkung von Sonnenlicht ausgelöst werden kann. Wir untersuchen weitere Eigenschaften des Chlorwasserstoffs.

Versuch 55: *In einen Standzylinder mit Chlorwasserstoff wird etwas Wasser gegeben. Wir verschließen die Öffnung des Zylinders durch eine Handfläche und schütteln. Danach wird die Flüssigkeit mit Lackmuspapier geprüft.*
Was beobachtest du?

Chlorwasserstoff löst sich sehr leicht in Wasser. Bei Versuch 55 saugt sich der Standzylinder infolge des Unterdrucks an der Handfläche fest. Chlorwasserstoff ist hygroskopisch. Damit läßt sich auch die Nebelbildung bei den Versuchen 53 und 54 erklären: Chlorwasserstoff zieht den in der Luft enthaltenen Wasserdampf an. Ein Liter Wasser vermag 450 Liter Chlorwasserstoff zu lösen. Es entsteht dabei eine sauer reagierende Lösung, die **Salzsäure**. Salzsäure ist also eine Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser. Die Formel der Salzsäure ist HCl.
Wir vergleichen in Tabelle 12 die Salzsäure mit anderen uns bekannten Säuren:

Tabelle 12. Säuren

Säure	Formel	Bestandteile	
		Wasserstoff	Säurerest
Schwefelsäure	H_2SO_4	2 H	SO_4
Schweflige Säure	H_2SO_3	2 H	SO_3
Kohlensäure	H_2CO_3	2 H	CO_3
Salzsäure	H Cl	H	Cl

Wir erkennen aus Tabelle 12, daß der Säurerest der Salzsäure im Gegensatz zum Säurerest der anderen Säuren keinen Sauerstoff enthält. Man spricht daher auch von einer **sauerstofffreien Säure**. Das zeigt uns noch einmal deutlich, daß nicht der Sauerstoff, sondern der Wasserstoff der für jede Säure typische Bestandteil ist.

Salzsäure hat die Formel HCl. Sie ist die Lösung des farblosen Chlorwasserstoffgases (HCl) in Wasser. Salzsäure ist eine sauerstofffreie Säure.

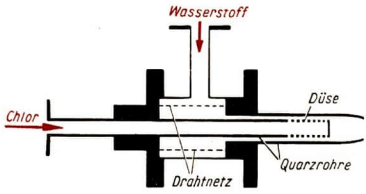


Abb. 142 Schematische Darstellung einer Anlage zur Chlorwasserstofferzeugung

Ähnlich wie wir bei Versuch 53 Chlorwasserstoff hergestellt haben, erzeugt man in der Technik große Mengen dieses Gases. Man benutzt dazu eine dem DANIELLschen Sicherheitshahn entsprechende Apparatur (Abb. 142). Aus einer Quarzdüse strömt Wasserstoff. Er wird entzündet und vereinigt sich unter Flammenerscheinung mit dem zuströmenden Chlor zu Chlorwasserstoff. Das gebildete Chlorwasserstoffgas wird aus der Apparatur abgeleitet, gekühlt und in Wasser zu Salzsäure gelöst.

Salzsäure und andere Chlorverbindungen werden in der Deutschen Demokratischen Republik vor allem im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld hergestellt.

In Tabelle 13 sind die wichtigsten Eigenschaften des Chlors und des Chlorwasserstoffs gegenübergestellt.

Tabelle 13. Wichtige Eigenschaften von Chlor und Chlorwasserstoff

	Chlor	**Chlorwasserstoff**
Farbe	gelbgrün	farblos
Löslichkeit in Wasser	löslich	sehr leicht löslich
Lösung in Wasser	gelb (Chlorwasser)	farblos (Salzsäure)
Dichte	größer als die der Luft	größer als die der Luft
Besondere Eigenschaften	sehr giftig; feuchtes Chlor wirkt bleichend und desinfizierend	bildet an der Luft Nebel

Chloride

1. Herstellung und Eigenschaften. Chlor kommt in der Natur nicht elementar, sondern nur in Verbindungen vor. Daraus kann man schließen, daß es sich leicht mit anderen Stoffen verbindet. Wir prüfen das Verhalten von Chlor gegenüber Metallen.

Versuch 56: *Ein mit Chlor gefüllter Standzylinder wird mit einer Glasplatte verschlossen. An einem passenden Stopfen befestigen wir eine Spirale aus dünnem Kupferdraht und bringen die Spitze der Spirale zum Glühen. Danach ziehen wir die Glasplatte vom Zylinder und tauchen die Kupferspirale schnell in das Chlor. Dabei wird der Standzylinder mit dem Stopfen verschlossen. Nach Beendigung der Reaktion untersuchen wir die Löslichkeit des entstandenen Stoffes in Wasser.*

Versuch 57: *Wir stellen die Versuchsapparatur nach Abb. 143 zusammen. Aus einem Gasentwickler leitet man langsam Chlor durch das Gasrohr und erwärmt das Natrium vorsichtig. Der Versuch wird erst abgebrochen, wenn sich das*

Natrium vollständig umgesetzt hat.
Was beobachtest du?

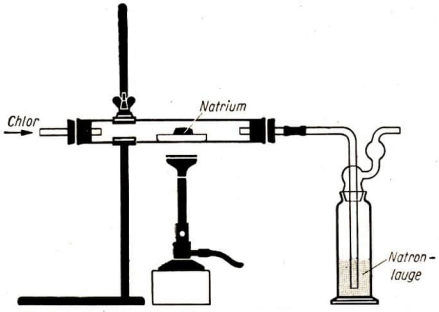


Abb. 143 Reaktion von Natrium mit Chlor

Chlor reagiert lebhaft mit Metallen. Die Reaktionen verlaufen in einigen Fällen unter Feuererscheinungen. Es entstehen Verbindungen, die sich leicht in Wasser lösen. Sie müssen aus Metall und Chlor bestehen, da nur diese beiden Stoffe bei der Reaktion anwesend waren. Derartige Verbindungen bezeichnet man als **Chloride**. Bei Versuch 56 ist Kupfer(II)-chlorid, bei Versuch 57 Natriumchlorid entstanden. Chlor ist in den Chloriden einwertig. Die Reaktionsgleichungen für die beiden Vorgänge lauten:

Versuch 56: $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

Versuch 57: $2\,Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$.

Wir vergleichen die Formeln von Natriumchlorid und Salzsäure:

$$Na\,Cl \qquad H\,Cl$$

Beide Verbindungen enthalten den Säurerest —Cl. Natriumchlorid setzt sich also aus dem Metall Natrium und dem Säurerest der Salzsäure zusammen. Zu ähnlichen Ergebnissen kommt man auch beim Vergleich von Kupfer(II)-chlorid und Salzsäure. Davon ausgehend, versuchen wir, Chloride nach den uns bekannten Methoden der Salzbildung herzustellen, wobei der Säurerest der Salzsäure mit einem Metall verbunden werden soll.

Versuch 58: *In je einem Reagenzglas werden Stückchen von Zink und Kupfer mit verdünnter Salzsäure übergossen.*
Beobachte die Reaktion! Begründe das Ergebnis!

Versuch 59: *Eine Spatelspitze Kupfer(II)-oxid wird im Reagenzglas mit verdünnter Salzsäure übergossen. Ein kleiner Teil des Reaktionsproduktes wird eingedampft.*
Beachte die Farbe der Lösung!

Versuch 60: *Wir neutralisieren verdünnte Natronlauge mit verdünnter Salzsäure. Eine kleine Probe der Lösung wird eingedampft.*

Die entstandenen festen Reaktionsprodukte haben die gleichen Eigenschaften wie die Chloride, die durch Verbindung von elementarem Chlor mit Metallen entstehen.

Salzsäure bildet mit unedlen Metallen, Metalloxiden und Hydroxiden Chloride. Diese bestehen aus Metall und dem Säurerest —Cl. Chloride sind die Salze der Salzsäure.

Für die chemischen Vorgänge bei den Versuchen 58, 59 und 60 lassen sich folgende Gleichungen aufstellen:

Versuch 58: $Zn + 2\,HCl \rightarrow H_2 + ZnCl_2$

Versuch 59: $Cu\,O + \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\,\begin{matrix} Cl \\ Cl \end{matrix} \rightarrow H_2O + CuCl_2$

Versuch 60: $Na\,OH + H\,Cl \rightarrow H_2O + NaCl$.

Nenne für diese drei Reaktionen die allgemeinen Gleichungen der Salzbildung!

In den Versuchen 56 und 57 haben wir durch direkte Vereinigung von Metallen mit Chlor Chloride erhalten. Damit lernten wir eine neue Art der Salzbildung kennen:

Metall + Nichtmetall → Salz

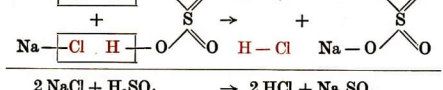
Auf diesem Wege können jedoch nur Salze sauerstofffreier Säuren entstehen.

Salzsäure bildet durch Reaktion mit unedlen Metallen, Metalloxiden und Hydroxiden Salze. Die Salze der Salzsäure heißen Chloride. Chloride können auch durch direkte Vereinigung von Metall und Chlor entstehen.

Aus den Karbonaten konnte durch Einwirkung stärkerer und schwerer flüchtiger Säuren die Kohlensäure ausgetrieben werden. Wir versuchen, Chlorwasserstoff in ähnlicher Weise aus den Chloriden darzustellen.

Versuch 61: *In einem Gasentwickler wird Natriumchlorid mit konzentrierter Schwefelsäure übergossen. Das entweichende Gas prüfen wir mit feuchtem Lackmuspapier und führen vorsichtig eine Geruchsprobe durch.*

Die Untersuchungen beweisen, daß es sich bei dem entstandenen Gas um Chlorwasserstoff handelt. Für die Umsetzung von Natriumchlorid mit Schwefelsäure können wir folgende Gleichung aufstellen:



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

Durch einen weiteren Versuch wollen wir die Löslichkeit des Chlorwasserstoffs in Wasser besonders deutlich zeigen.

Versuch 62: *Ein Kolben wird durch Luftverdrängung mit dem im Versuch 61 dargestellten Chlorwasserstoff gefüllt. Dieser wird mit einem zweiten Kolben verbunden, der mit Wasser gefüllt ist (Abb. 144). Durch das Ansatzrohr bläst man so lange Luft ein, bis der erste Tropfen Wasser in den oberen Kolben gedrückt ist. Sofort strömt das Wasser springbrunnenartig in den Kolben ein.*
Nach Beendigung des Versuches prüfen wir die Lösung im oberen Kolben mit Lackmuspapier.

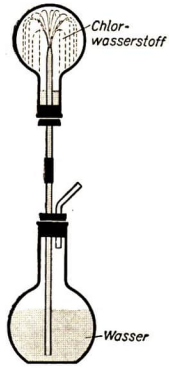


Abb. 144 Chlorwasserstoff löst sich sehr leicht in Wasser

2. Nachweis. Fast alle Chloride sind in Wasser leicht löslich. Eines der wenigen schwerlöslichen ist das Silberchlorid AgCl. Diese Eigenschaft des Silberchlorids wird beim Nachweis von Chloriden genutzt.

Versuch 63: *In je ein Reagenzglas gibt man 5 bis 10 ml folgender Stoffe: destilliertes Wasser, Natriumsulfatlösung, Natriumchloridlösung, Zinkchloridlösung, verdünnte Salzsäure. In jedes Glas werden dann 2 Tropfen Silbernitratlösung*[1]) *gegeben.*

Gibt man zu der Lösung eines Chlorids oder zu verdünnter Salzsäure einige Tropfen Silbernitratlösung, so fällt ein weißer, unlöslicher Stoff aus (Abb. 145a). Der ausgefällte Stoff setzt sich nach einiger Zeit am Boden des Reagenzglases als Niederschlag ab (Abb. 145b).

Versuch 63 zeigt, daß von den untersuchten Stoffen nur Salzsäure und Chloridlösungen mit Silbernitrat einen Niederschlag ergeben. Die Salzsäure und die Chloride enthalten den gleichen Säurerest —Cl. Silbernitratlösung kann daher als Nachweismittel (Reagens) für den Säurerest —Cl benutzt werden.

Für den Nachweis des Säurerestes —Cl im Natriumchlorid können wir folgende Gleichung aufstellen:

$$Na\boxed{Cl} + Ag\boxed{NO_3} \rightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow.$$

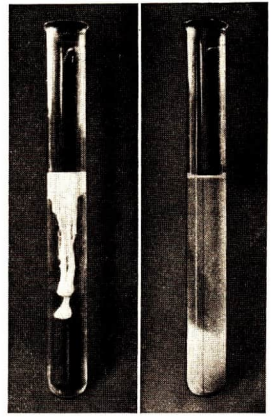

a b

Abb. 145 Nachweis des Säurerestes-Cl durch Silbernitratlösung a) Fällung b) Niederschlag

[1]) Silbernitrat ist das Silbersalz der Salpetersäure HNO_3. Es hat die Formel $AgNO_3$.

Wir erkennen, daß die Säurereste bei dieser Reaktion ausgetauscht werden. Es entstehen Silberchlorid und Natriumnitrat. Das in Wasser schwerlösliche Silberchlorid fällt als Niederschlag aus.

Wir prüfen die auf verschiedenen Wegen hergestellten Chloride mit Hilfe dieser Nachweisreaktion.

Versuch 64: *Wir stellen Lösungen der bei den Versuchen 56 bis 60 erhaltenen Salze her und versetzen je 5 ml dieser Lösungen mit einigen Tropfen Silbernitratlösung.*
Beobachte!

Der Säurerest —Cl kann mit Silbernitrat nachgewiesen werden.

Chloride in den Salzlagerstätten

1. Vorkommen. In Mitteleuropa befinden sich mächtige Salzlagerstätten, in denen vor allem Natriumchlorid NaCl, Kaliumchlorid KCl, Magnesiumchlorid $MgCl_2$ und Magnesiumsulfat $MgSO_4$ vorkommen. Diese Stoffe sind in Mineralien und in Salzgesteinen enthalten. Zu den Mineralien der Salzlagerstätten gehören zum Beispiel **Steinsalz NaCl** und **Sylvin KCl**. Das Mineral **Karnallit** setzt sich aus Kaliumchlorid, Magnesiumchlorid und Wasser zusammen. **Kainit** besteht aus Kaliumchlorid, Magnesiumsulfat und Wasser, **Anhydrit** aus Kalziumsulfat. Salzmineralgemenge werden als **Salzgesteine** bezeichnet. Zu den wichtigsten Salzgesteinen zählt das **Hartsalz**. Es enthält Steinsalz, Sylvin und Anhydrit.

Die Salzlager in Mitteleuropa entstanden vor etwa 200 bis 300 Millionen Jahren. Damals war das heutige Mitteleuropa von einem riesigen Meer bedeckt, dessen Wasser zahlreiche Salze gelöst enthielt. Durch Erdbewegungen wurden Teile dieses Meeres abgetrennt. In dem so entstandenen Becken dunstete das salzhaltige Meer-

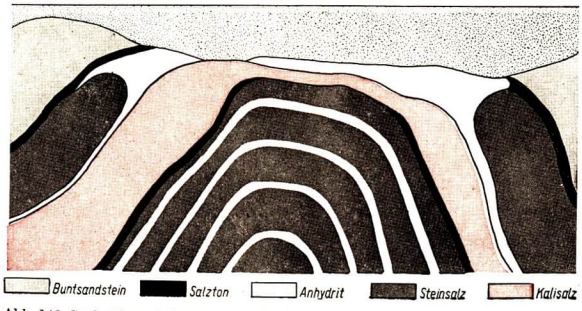


Abb. 146 Senkrechter Schnitt durch eine Salzlagerstätte

wasser infolge der hohen Lufttemperatur langsam ein. Dabei schieden sich die Salze nach ihrer Löslichkeit aus. Zunächst setzte sich auf dem Meeresboden vor allem das schwerlösliche Kalziumsulfat als Anhydrit ab. Darüber wurde in einer mächtigen Schicht die Hauptmenge des Natriumchlorids als Steinsalz abgeschieden. Als letzte kristallisierten die leichter löslichen Kalium- und Magnesiumsalze aus, die man unter der Bezeichnung **Kalisalze** zusammenfaßt.

In Abbildung 146 ist eine Salzlagerstätte im Schnitt dargestellt. Wir erkennen die verschiedenen Schichten, die sich infolge der unterschiedlichen Löslichkeit der Salze bildeten. Aus dieser Abbildung ist auch ersichtlich, daß die Meeresbecken nach längerer Unterbrechung mehrmals von salzhaltigem Meerwasser überspült wurden. Darauf ist es zurückzuführen, daß sich bestimmte Schichten wiederholen und man zum Beispiel das ältere und das jüngere Steinsalz unterscheidet. Die Salzlager wurden nach ihrer Entstehung durch Erdbewegungen gefaltet und von anderen Schichten überlagert, so daß sie meist in ihrer ursprünglichen Anlage gestört sind. Sie befinden sich heute in einer Tiefe von 300 bis 1000 m.

2. Gewinnung. Die Salze werden in den Salzlagerstätten bergmännisch abgebaut. Ursprünglich wurde nur das Steinsalz gewonnen. Das dabei anfallende Kalisalz betrachtete man als lästiges Nebenprodukt und schüttete es auf Abraumhalden. Erst im 19. Jahrhundert wurde die große Bedeutung dieser Abraumsalze als Düngemittel erkannt. Heute ist die Gewinnung der Kalisalze die Hauptaufgabe des Salzbergbaus.

Das **Salzbergwerk** hat im wesentlichen denselben Aufbau wie das Steinkohlenbergwerk. Von einem zentralgelegenen Schacht aus gelangen die Bergarbeiter mit verschiedenen Beförderungsmitteln (Abb. 147) durch oft kilometerlange Strecken zu den Abbaustellen „vor Ort". Die Gewinnung der Kalisalze erfolgt durch Sprengen. Zunächst werden Bohrlöcher in das Salz vorgetrieben und in diese dann Sprengladungen eingesetzt. Die Sprengladungen werden über Tage elektrisch gezündet. Sprengungen führt man in vielen Fällen erst nach Schichtende durch. Auf diese Weise werden die Bergarbeiter vor den Gefahren durch plötzlich austretende Gase geschützt.

Der bergmännische Abbau der Salzlager unterscheidet sich vom Abbau eines Kohlenflözes. Die abzubauenden Salzschichten sind meist mächtiger und die darüberliegenden Schichten oftmals fester. Der Abbau erfolgt daher größtenteils in **Kammern** (Abb. 148), deren Abmessungen sich nach der Mächtigkeit und Lage der Schichten richten. Die Kammern können zum Beispiel 250 m lang und 20 m breit sein und eine

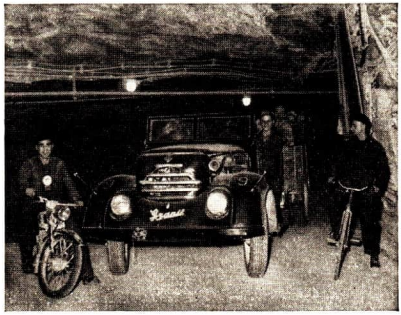


Abb. 147 Fahrzeug zur Beförderung der Bergarbeiter in einem Salzbergwerk



Abb. 148 Kammer in einem Salzbergwerk

Höhe von 12 m haben. Zwischen den Kammern bleiben bis zu 20 m starke Pfeiler stehen, die die **First** (Decke der Kammer) vor dem Einbruch schützen.

Nach jeder Sprengung fallen in den Kammern viele Tonnen Kalisalze oder Steinsalz an. Ihre Förderung ist vollständig mechanisiert. Mit **Schrappern** (Abb. 149) wird das Salz zur Strecke befördert und dort in **Förderwagen** mit einem Fassungsvermögen bis zu 4 t gefüllt. Der Transport der Förderwagen erfolgt durch die Streckenförderung. Dabei werden die Förderwagen durch ein an ihnen befestigtes Seil (Abb. 150) oder auch durch kleine Elektrolokomotiven zum Schacht gezogen.

Das Salz wird bereits unter Tage grob zerkleinert und dann entweder in Förderwagen oder in besonderen **Fördergefäßen,** die bis zu 15 t fassen, an die Erdoberfläche transportiert.

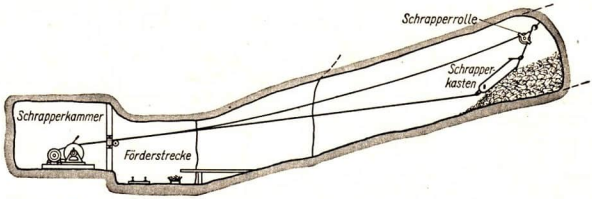


Abb. 149 Schematische Darstellung einer Schrapperanlage

Steinsalz wird auch durch Lösen unter Tage gewonnen. Diese Methode bezeichnet man als **Aussolen.** Hierbei wird im Bergwerk ständig Wasser gegen die Salzschichten gespritzt, so daß beim Lösen des Salzes glockenförmige Hohlräume entstehen. Die Salzlösung (Sole) wird durch Rohrleitungen über Tage gepumpt. Diese Art der Steinsalzgewinnung ist deshalb vorteilhaft, weil bei ihr die Sprengarbeiten wegfallen, Arbeitskräfte gespart werden und die Steinsalzsole direkt in verschiedenen Betrieben weiter verarbeitet werden kann. Das Aussolen wird in der Deutschen Demokratischen Republik im VEB Saline Schönebeck (Elbe) angewendet.

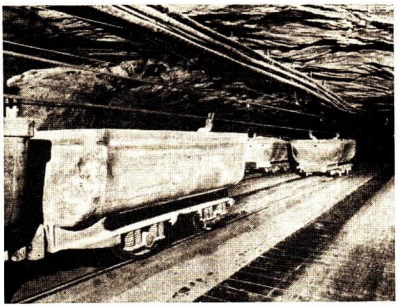


Abb. 150 Förderwagen in einem Salzbergwerk

Chloride werden in den Salzlagern gefunden. Die Salzlager entstanden vor vielen Millionen Jahren durch das Eindunsten von Meerwasser. Die Lager werden zur Gewinnung von Natriumchlorid und Kalisalzen bergmännisch abgebaut.

3. Aufbereitung der Kalisalze. Die geförderten Kalisalze weisen sehr unterschiedliche Stückgröße auf. Neben staubfeinen Teilchen enthalten sie große, viele Kilogramm schwere Brocken. In den Kaliwerken wird durch Brechen, Sieben und Mahlen eine annähernd gleiche Korngröße von 4 mm erzielt. Die so aufbereiteten Kalisalze werden als **Rohsalz** bezeichnet. Ein kleiner Teil des Rohsalzes kann ohne weitere Verarbeitung in der Landwirtschaft als Düngemittel verwendet werden. Rohsalz hat jedoch nur einen verhältnismäßig geringen Gehalt an Kaliumchlorid. Da Kaliumchlorid aber der für Landwirtschaft und Industrie wichtige Bestandteil des Rohsalzes ist, wird der größte Teil in den Kaliwerken weiter aufbereitet. Hierbei kommt es auf die Abtrennung der Natrium- und Magnesiumsalze vom Kaliumchlorid an. Diesen Prozeß bezeichnet man als **Anreicherung.**

a) Chemische Grundlagen. Wir wissen bereits, daß die Löslichkeit der einzelnen Stoffe unterschiedlich ist. Das wird bei der Trennung der Bestandteile des Rohsalzes ausgenutzt. Wir vergleichen zunächst die Löslichkeit von Natriumchlorid NaCl und Kaliumchlorid KCl.

Versuch 65: *Wir geben 5 g Natriumchlorid und 5 g Kaliumchlorid in je ein Reagenzglas und markieren die Höhe der Salze. Zu jeder Substanz fügen wir mit einer Pipette 10 ml Wasser und schütteln die Reagenzgläser.*
Was beobachtest du?

Wir erkennen, daß sich das Natriumchlorid besser auflöst als das Kaliumchlorid.

Bei Versuch 65 haben wir die beiden Salze bei Raumtemperatur gelöst. Uns ist aber bekannt, daß sich die Löslichkeit fester Stoffe bei verschiedener Temperatur ändert. Wir wollen nun feststellen, welche Änderungen in der Löslichkeit von Natriumchlorid und Kaliumchlorid eintreten, wenn wir die Temperatur erhöhen.

Versuch 66: *Die beiden Reagenzgläser von Versuch 65 werden allmählich erhitzt. Beobachte!*
Nun geben wir in das Reagenzglas mit der Kaliumchloridlösung so lange weiteres Kaliumchlorid hinzu, bis sich wieder ein Bodensatz bildet. Wir dekantieren und kühlen die heißen gesättigten Lösungen ab, indem wir an den Reagenzgläsern Wasser herunterlaufen lassen.

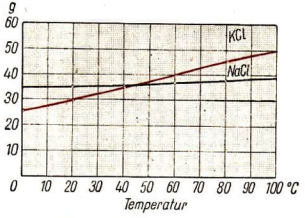


Abb. 151 Löslichkeit von Kaliumchlorid und Natriumchlorid in 100 g Wasser

Bei Siedetemperatur der Lösungen löst sich mehr Kaliumchlorid als Natriumchlorid auf. Wir erkennen, daß die Löslichkeit von Kaliumchlorid bedeutend stärker von der Temperatur abhängig ist, als die des Natriumchlorids (Abb. 151). Beim Abkühlen der heißen Kaliumchloridlösung fällt Kaliumchlorid in Form feiner Kristalle aus. Es bildet sich ein Bodensatz. Da die Löslichkeit von Natriumchlorid kaum temperaturabhängig ist, scheidet sich fast kein festes Natriumchlorid ab.

Die unterschiedliche Löslichkeit der Salze in Abhängigkeit von der Temperatur nutzt man in den Kaliwerken zur Anreicherung der Kalisalze an Kaliumchlorid aus. Wir wollen diesen Vorgang am Beispiel der Trennung eines Gemisches von Natriumchlorid und Kaliumchlorid veranschaulichen. Als Lösungsmittel verwenden wir eine Lösung, die bei Raumtemperatur sowohl an Natriumchlorid als auch an Kaliumchlorid gesättigt ist.

Versuch 67: *Wir stellen eine bei Raumtemperatur an Natriumchlorid und Kaliumchlorid gesättigte Lösung her, indem wir in ein Reagenzglas 10 ml Wasser füllen und unter ständigem Schütteln in kleinen Mengen Natriumchlorid hinzugeben, bis sich das Salz nicht mehr auflöst. Dann wird filtriert, das klare Filtrat in gleicher Weise mit Kaliumchlorid gesättigt und abermals filtriert.*

Versuch 68: *1 g Kaliumchlorid und 1 g Natriumchlorid werden gemischt. Wir erwärmen die bei Versuch 67 hergestellte Lösung und geben das Gemisch hinzu. Was beobachtest du?*
Wir lassen den ungelösten Teil absetzen, indem wir das Glas dicht neben die Flamme halten. Dann dekantieren wir die über dem Bodensatz stehende klare Lösung. Anschließend wird das Reagenzglas unter der Wasserleitung auf Raumtemperatur abgekühlt. Beobachte!

In der kaltgesättigten Salzlösung löst sich beim Erhitzen kaum Natriumchlorid auf, da die Löslichkeit dieses Salzes annähernd gleich bleibt. Das Kaliumchlorid wird dagegen aufgelöst, denn seine Löslichkeit nimmt mit steigender Temperatur zu.

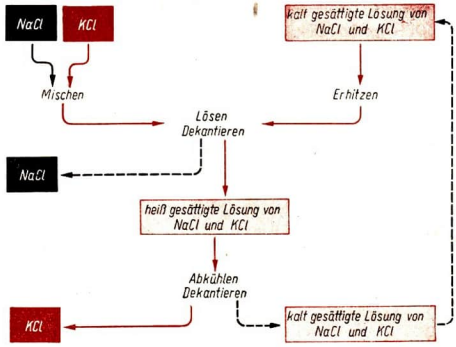


Abb. 152 Trennung eines Gemisches von Kaliumchlorid und Natriumchlorid

Behandelt man ein Gemisch von festem Natrium- und Kaliumchlorid mit einer solchen kaltgesättigten Salzlösung unter Erwärmen, so verbleibt ein Bodensatz, der das Natriumchlorid aus dem Gemisch enthält. Das Natriumchlorid kann durch Dekantieren abgetrennt werden. Das Kaliumchlorid löst sich beim Erhitzen auf und läßt sich beim Abkühlen wieder ausfällen.

Entsprechend kann man aus den Kalisalzen das Kaliumchlorid anreichern, indem man das Rohsalz mit einer gesättigten Salzlösung unter Erwärmen behandelt. Dabei wird im wesentlichen nur Kaliumchlorid in Lösung gegeben, das sich später durch Kühlen wieder ausscheiden läßt. Nach diesem Prinzip wird in der Technik gearbeitet.

Abbildung 152 gibt einen Überblick über die Trennung eines Gemisches aus Natriumchlorid und Kaliumchlorid.

b) Technische Durchführung. In den Kaliwerken wird das in kleinen Korngrößen vorliegende Rohsalz in einer auf 125 °C erwärmten kaltgesättigten Salzlösung gelöst. Dazu wird der **Löseapparat** verwendet. Er hat die Form eines waagerecht liegenden Zylinders. Im Löseapparat befindet sich eine Schnecke, die das Salz transportiert und mit dem Lösungsmittel verrührt. Dabei entsteht eine heißgesättigte Lösung, in der das Kaliumchlorid aus dem Rohsalz enthalten ist. Natriumchlorid, Magnesiumsulfat und andere Bestandteile des Rohsalzes bleiben ungelöst. Die Trennung der heißgesättigten Lösung von diesem Rückstand erfolgt durch Filtrieren und Dekantieren. Zum Dekantieren dienen kontinuierlich arbeitende **Klärbehälter** (Abb. 153), in denen sich die feinen, ungelösten Bestandteile absetzen. Die geklärte Lösung fließt über den oberen Rand der Behälter ab (Abb. 154). Sie hat eine Temperatur von 95 °C und muß zur Gewinnung des darin enthaltenen Kaliumchlorids zunächst abgekühlt werden. Das Abkühlen erfolgt in den Verdampfern einer Vakuumkühlanlage. Die **Verdampfer** sind Kessel, in denen Unterdruck erzeugt wird. Da bei Druckminderung die Siedetemperatur der Salzlösung sinkt, beginnt sie zu sieden. Es bildet sich Wasserdampf, der in Vorwärmern zum Erwärmen der kaltgesättigten Salzlösung dient, die in die Löseapparate geleitet

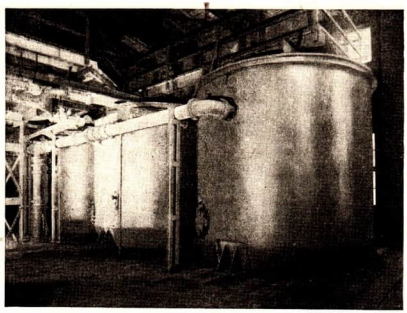


Abb. 153 Klärbehälter im VEB Kaliwerk „Karl Liebknecht", Bleicherode

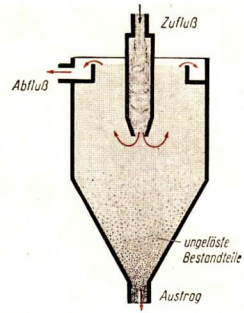


Abb. 154 Schematische Darstellung eines Klärbehälters

wird. Durch das Verdampfen von Wasser wird die heiße, gesättigte Salzlösung abgekühlt und gleichzeitig konzentriert. Das Kaliumchlorid kristallisiert dabei aus. In Klärbehältern setzt es sich ab und wird dadurch vom größten Teil der Salzlösung abgetrennt. Aus den Klärbehältern läuft unten ein flüssiger Salzbrei ab, aus dem durch Schleudern oder Filtrieren das Kaliumchlorid gewonnen wird.

Zum Filtrieren werden oft **Zellenfilter** verwendet. Diese Filter bestehen aus einem Zylinder, dessen Wand in mehrere Zellen unterteilt ist. Die Zellen sind mit Filtergewebe bespannt. Der Zylinder läuft durch einen Trog, in den ständig der Salzbrei eingeleitet wird. In den eintauchenden Zellen besteht Unterdruck, so daß Salz angesaugt wird. Die dem Salz noch anhaftende Lösung gelangt infolge des weiteren Saugens in die Zellen und läuft ab. Das Salz wird dadurch entwässert. Zum Abnehmen des „Filterkuchens" wird vor dem Abstreifen in die Zellen Preßluft gedrückt. Abbildung 155 zeigt uns Aufbau und Arbeitsweise eines Zellenfilters. Wir erkennen, daß das Zellenfilter kontinuierlich arbeitet.

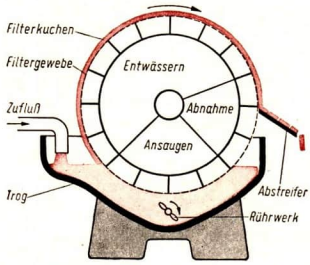


Abb. 155 Schematische Darstellung eines Zellenfilters

Das noch feuchte Kaliumchlorid wird im **Drehrohrofen** getrocknet.

Bei der Aufbereitung des Rohsalzes wird auch eine Reihe wichtiger Nebenprodukte gewonnen, zu denen Natriumchlorid, Magnesiumchlorid und Magnesiumsulfat gehören. Diese Salze werden zum Teil aus dem beim Lösen anfallenden Rückstand gewonnen. Abbildung 156 gibt einen Überblick über die Aufbereitung der Kalisalze.

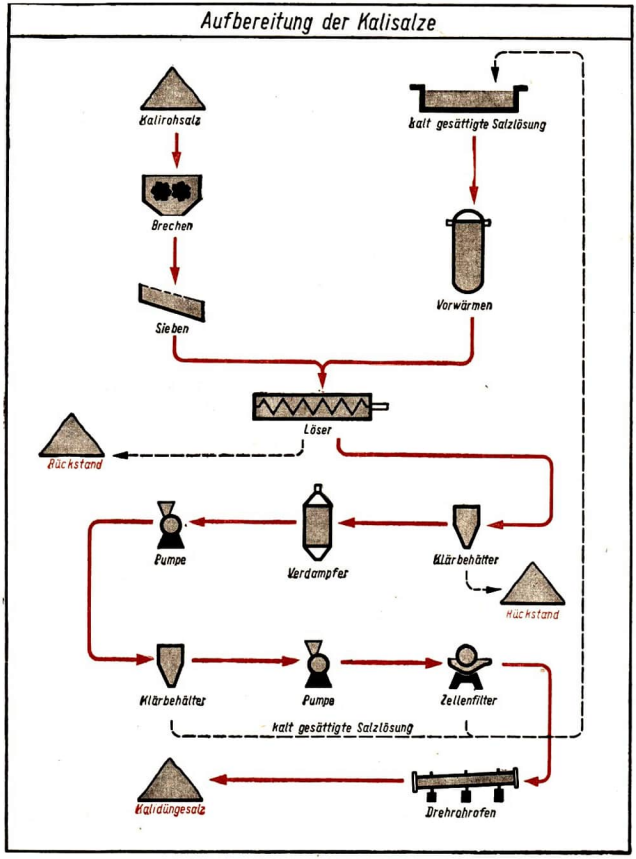


Abb. 156 Aufbereitung der Kalisalze (schematische Darstellung)

Die Aufbereitung des Steinsalzes ist mit der Aufbereitung der Kalisalze vergleichbar. Rohes Steinsalz wird meist gebrochen, gemahlen und gesiebt und kommt dann in den Handel. Durch Lösen von Steinsalz werden gesättigte Solen hergestellt, die nach Reinigung eingedampft werden. Das dabei kristallisierte Natriumchlorid bezeichnet man als **Siedesalz**. Es wird auch Kochsalz genannt. Beim Eindampfen der Sole in Siedepfannen erhält man größere Kristalle als bei Verwendung von Verdampfern. Das Siedesalz aus dem VEB Kaliwerk „Deutschland", Teutschental, wird im Vakuum auskristallisiert und zeichnet sich deshalb durch sehr feine Kristalle aus.

4. Verwendung. Die Kalisalze finden vor allem als Düngemittel in der Land- und Forstwirtschaft Verwendung. Kalium ist für die Festigkeit der Pflanzen von Bedeutung. Es spielt auch für die Erzeugung von Stärke und Zucker in den Pflanzen eine wichtige Rolle.

In der Landwirtschaft werden verschiedene Kalidüngemittel benutzt. **Kainit** und **Hederichkainit** sind Kalisalze, die nicht angereichert wurden. Der Hederichkainit

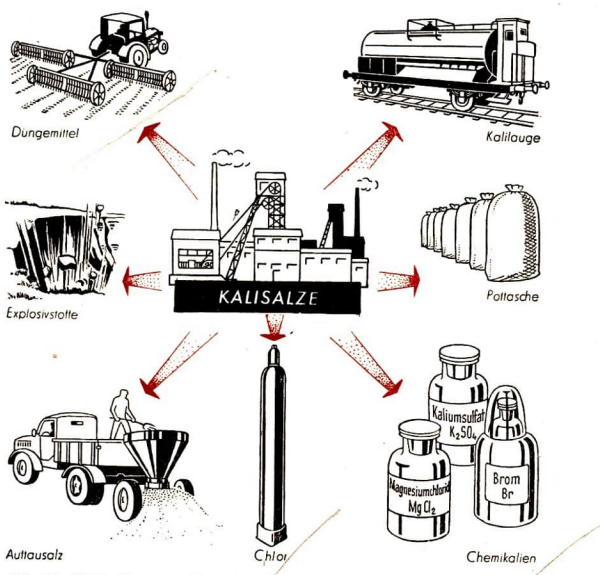


Abb. 157 Verwendung von Kalisalzen

dient außer als Düngemittel auch zur Unkrautbekämpfung, wenn er auf regenfeuchte behaarte Blätter von Unkrautpflanzen fällt. Neben diesen beiden Kalidüngemitteln kommen verschieden stark angereicherte Kalisalze in den Handel. Welche Kalidüngemittel zur Anwendung kommen, ist vor allem von den Eigenschaften des Bodens und der Fruchtart abhängig.

Mit gutem Erfolg werden seit einiger Zeit auch Kalidünger gestreut, die einen Teil Magnesiumsulfat enthalten. Dazu gehört das sogenannte **„Emgekali"**[1]). Das Magnesium ist besonders für die Ausbildung des Blattgrüns wichtig. Ein begehrtes neues Kalidüngemittel aus der Deutschen Demokratischen Republik ist **„Magnakali"**, das neben Kalium und Magnesium noch sieben weitere für die Pflanzen wichtige chemische Grundstoffe enthält.

In der chemischen Industrie werden aus Kalisalzen Kaliumhydroxid und Kaliumkarbonat hergestellt. Kaliumhydroxid ist ein wichtiger Ausgangsstoff zur Seifenher-

[1]) Emge = Mg (Magnesium)

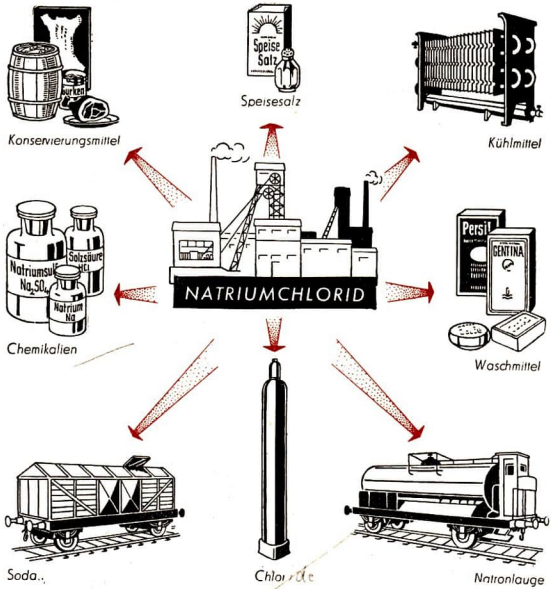


Abb. 158 Verwendung von Natriumchlorid

stellung. Kaliumkarbonat wird zur Glasherstellung verwendet. Kalisalze dienen auch zur Herstellung von Explosivstoffen, die im Bergbau Anwendung finden.

Die Kaliindustrie liefert ferner eine Reihe wichtiger Nebenprodukte. Magnesiumchlorid wird in der Bauindustrie zur Herstellung von Steinholzfußböden und Bauplatten verwendet. Es ist auch Ausgangsstoff für die Herstellung von Magnesium. Magnesiumsulfat dient zur Erzeugung von Schwefelsäure und einer Reihe anderer Produkte.

In Abbildung 157 ist die Verwendung der Kalisalze dargestellt.

Das Natriumchlorid besitzt ebenfalls große wirtschaftliche Bedeutung. Der weitaus größte Teil des geförderten Natriumchlorids wird in der Industrie zur Herstellung von Soda, Salzsäure, Ätznatron und Chlor benötigt. Damit ist die Erzeugung vieler anderer Stoffe unseres täglichen Bedarfes, wie Glaswaren, Waschmittel, Chemiefasern, Plaste usw., vom Kochsalz abhängig. Als Speisesalz ist es ein unentbehrlicher Zusatz für unsere Nahrung. Es genügen jedoch bereits geringste Mengen Natriumchlorid, die meist schon in den Nahrungsmitteln enthalten sind, um unseren Körper mit diesem Stoff zu versorgen. Natriumchlorid dient ferner zum Konservieren von Nahrungsmitteln.

Abbildung 158 gibt einen Überblick über die Verwendung von Natriumchlorid.

Die Kaliindustrie der Deutschen Demokratischen Republik

Die Anwendung der Kalisalze als Düngemittel wurde erst in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts durch die Staßfurter Chemiker Frank und Grünberg eingeführt, deren Forschungen sich auf die Arbeiten Liebigs über die Ernährung der Pflanze stützten. In der Landwirtschaft des In- und Auslandes wurden die Kalisalze bald ein äußerst begehrtes Düngemittel. In Deutschland, dem Ausgangsland der Kaliindustrie, ließen kapitalistische Unternehmer eine große Anzahl von Kalibergwerken anlegen, in denen die Bergarbeiter bei niedrigen Löhnen arbeiten mußten. Die Unternehmer erzielten auf diese Weise große Gewinne. Die Anlage der Kalibergwerke erfolgte jedoch oftmals ohne vorhergehende gründliche geologische Untersuchungen. Die planlose kapitalistische Wirtschaftsweise führte während der immer wiederkehrenden Wirtschaftskrisen, besonders in der Zeit von 1920 bis 1926, dazu, daß von den Konzernen zahlreiche Bergwerke stillgelegt werden mußten. In diesen Jahren wurden zahlreiche Schächte zugemauert, Fördertürme und Schachtanlagen verschrottet und Bergarbeiter entlassen. Die Arbeitslosigkeit brachte Not und Elend für die Arbeiter der Kaliindustrie. In der Zeit des Faschismus nahmen Ausbeutung und

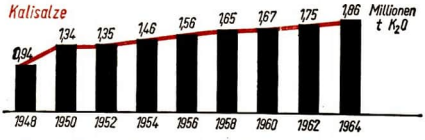


Abb. 159 Entwicklung der Produktion von Kalisalzen in der Deutschen Demokratischen Republik

Unterdrückung noch zu. Fortschrittliche Bergarbeiter wurden entlassen oder verhaftet. Während des zweiten Weltkrieges mußten Kriegsgefangene und ausländische Zwangsarbeiter unter menschenunwürdigen Bedingungen in den Kaliwerken arbeiten. Dadurch konnten die Konzernherren ihre Profite noch vergrößern. Nach der Befreiung unseres Landes durch die Sowjetarmee wurden auch die Salzlagerstätten und Kaliwerke in Volkseigentum übergeführt.

Das größte Kaliwerk der Deutschen Demokratischen Republik ist der VEB Kalikombinat „Werra", Merkers (Rhön). Weitere bedeutende Betriebe sind der VEB Kaliwerk Staßfurt, der VEB Kaliwerk „Karl Liebknecht", Bleicherode (Harz) und der VEB Kaliwerk „Glückauf" Sondershausen (Thüringen).

Unsere Bergarbeiter und Ingenieure haben in den letzten Jahren große Anstrengungen unternommen, um die Produktion von Kalisalzen zu steigern. 1950 wurden bereits fast 400000 Tonnen Kalisalze[1]) mehr produziert als 1936. Im Jahre 1964 betrug die Produktion 1,86 Millionen Tonnen[1]) (Abb. 159). Unsere Republik steht heute in der Förderung von Kalisalzen an dritter Stelle in der Welt. In den nächsten Jahren wird die Kalisalzerzeugung noch beträchtlich ansteigen. Unsere Pläne sehen vor, die Werke unserer Kaliindustrie zu modernisieren und die Förderung durch den Einsatz von Spezialmaschinen weiter zu mechanisieren. Bereits heute sind in den Kaliwerken zahlreiche moderne Maschinen im Einsatz. Beim Vortrieb der Strecken finden **Großlochbohrwagen** (Abb. 160) und andere Vortriebsmaschinen Anwendung. Neben technisch vervollkommneten Schrappern werden neuartige Ladegeräte, wie der **Zweischeibenfräslader** (Abb. 161), eingesetzt.

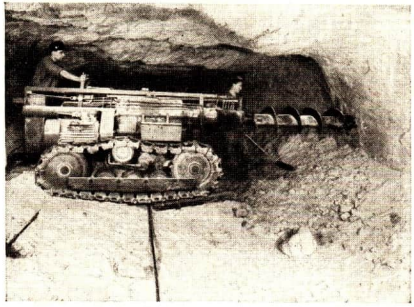


Abb. 160 Großlochbohrwagen

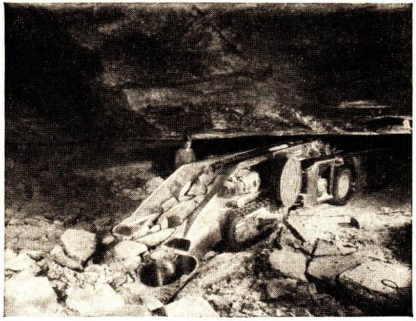


Abb. 161 Zweischeibenfräslader

[1]) Auf Kaligehalt berechnet.

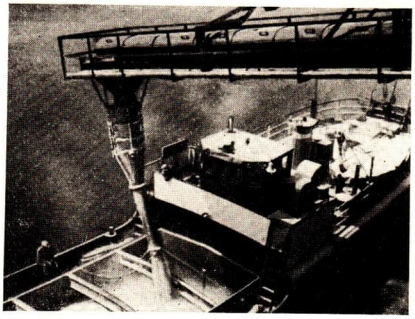


Abb. 162 Verladen von Kalisalzen in Wismar

Die Steigerung der Produktion von Kalisalzen hat große Bedeutung für die weitere Erhöhung der Hektarerträge in der Landwirtschaft, besonders beim Anbau von Kartoffeln, Zuckerrüben und Futterpflanzen.

Kalidüngemittel sind darüber hinaus ein wichtiges Exportgut unseres Landes. Die Deutsche Demokratische Republik steht im Export von Kalierzeugnissen an erster Stelle in der Welt. Etwa zwei Drittel unserer Produktion an Kalidüngemitteln werden in über 40 Länder exportiert. Im Hafen von Wismar sind dazu moderne Verladeanlagen gebaut worden (Abb. 162). Im Rahmen der gegenseitigen Wirtschaftshilfe der sozialistischen Staaten entwickeln die Deutsche Demokratische Republik und die Sowjetunion, die über zwei Drittel der Weltvorräte an Kalisalzen verfügen, ihre Kaliindustrie in besonderem Umfang weiter.

Die Kaliwerke liefern wichtige Produkte für Industrie und Landwirtschaft. Kaliumchlorid, Natriumchlorid, Magnesiumchlorid und Magnesiumsulfat haben für unsere Wirtschaft große Bedeutung.

Chlorate

Bisher haben wir nur die sauerstofffreie Säure des Chlors, die Salzsäure HCl, und ihre Salze, die Chloride, kennengelernt. Daneben gibt es auch noch sauerstoffhaltige Säuren dieses Elementes. Die wichtigste ist die **Chlorsäure $HClO_3$**. Ihre Salze heißen **Chlorate.** Von technischer Bedeutung sind vor allem das **Kaliumchlorat $KClO_3$** und das **Natriumchlorat $NaClO_3$**. Beide Salze werden aus den entsprechenden Chloriden hergestellt. Chlorsäure und ihre Salze haben einen verhältnismäßig hohen Sauerstoffgehalt. Sie geben sehr leicht Sauerstoff ab. Chlorate sind deshalb starke Oxydationsmittel.

Versuch 69: *a) Eine kleine Menge Kaliumchlorat wird vorsichtig im Reagenzglas erhitzt. Dann führen wir die Spanprobe auf Sauerstoff aus.*
b) Ein Gemisch aus Kaliumchlorat und Braunstein wird im Reagenzglas vorsichtig erhitzt. Wir führen wieder die Spanprobe aus.
Beobachte! Vergleiche die Ergebnisse beider Teilversuche! Vergleiche mit der Umsetzung zwischen Wasserstoffperoxid und Braunstein zur Herstellung von Sauerstoff.

Kaliumchlorat wird zur Erzeugung von Farbstoffen und in der Textilverarbeitung verwendet. Große Mengen dieses Salzes dienen ferner zur Herstellung von Explosivstoffen und Zündholzköpfen, da Gemische dieser Verbindung mit leichtbrennbaren Stoffen, wie zum Beispiel Phosphor, Schwefel oder Kohlepulver, hochexplosiv sind.

Chlorate bilden mit brennbaren Stoffen hochexplosive Gemische.

Chlorate haben ferner Bedeutung als Unkrautbekämpfungsmittel für Wege, Gleisanlagen bei der Eisenbahn usw. Die Wirkung beruht darauf, daß die pflanzlichen Organe durch Oxydationsvorgänge zerstört werden. Im Gegensatz zum Kainit greifen aber Chlorate alle Pflanzen an, so daß durch sie eine Unkrautbekämpfung in landwirtschaftlichen Kulturen nicht möglich ist.

Als Unkrautbekämpfungsmittel wird fast ausschließlich Natriumchlorat verwendet, da es sich wesentlich leichter in Wasser löst als das Kaliumchlorat, so daß Lösungen hergestellt werden können.

Natriumchlorat und Kaliumchlorat sind Salze der Chlorsäure. Sie sind starke Oxydationsmittel und dienen deshalb besonders zur Hersteilung von Explosivstoffen und Unkrautbekämpfungsmitteln.

Fluor, Brom und Jod

1. Eigenschaften. Fluor, Brom und Jod sind drei weitere chemische Elemente, die zur Gruppe der Halogene gehören. In ihren Eigenschaften und ihrem chemischen Verhalten haben sie große Ähnlichkeiten mit dem Chlor.

Fluor kommt in der Natur nur in Verbindungen vor. In geringen Mengen ist es in den Knochen der Säugetiere enthalten. Als Mineral findet man es zum Beispiel als Kalziumverbindung im **Flußspat CaF_2.** Nach diesem Vorkommen erhielt das Element auch seinen Namen[1]).

Elementares Fluor ist ein schwach grünlichgelb gefärbtes Gas von durchdringendem Geruch. Sein Symbol ist F. Im gasförmigen Zustand tritt es in zweiatomigen Molekülen (F_2) auf. Fluor ist das reaktionsfähigste aller Elemente. Es verbindet sich mit fast allen anderen Elementen sehr leicht, teilweise schon bei tiefen Temperaturen und explosionsartig. Deshalb bereitet die Herstellung dieses Elementes aus seinen Verbindungen große Schwierigkeiten.

Beim Lösen des Gases in Wasser entreißt es diesem sofort den Wasserstoff und verbindet sich zu **Fluorwasserstoff.** Fluor ist in seinen Verbindungen einwertig.

$$2\,F_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,HF + O_2$$

Brom finden wir in Form von Verbindungen in den Salzlagern. Es wird bei der Aufbereitung der Kalisalze als Nebenprodukt aus der kaltgesättigten Salzlösung gewonnen. Brom ist neben dem Quecksilber das einzige bei normaler Temperatur

[1]) fluere (lateinisch) = fließen

flüssige Element. Die dunkelbraune Flüssigkeit entwickelt schon bei Raumtemperatur lebhaft rotbraune Dämpfe, die schwerer als Luft sind und einen sehr unangenehmen, erstickenden Geruch aufweisen. Daher hat das Element auch seinen Namen erhalten[1]).

Sein Symbol ist Br. Es ist wie Fluor und Chlor gegenüber Wasserstoff einwertig. Kommt Brom auf die Haut, so treten schwer heilende Verätzungen auf. Es ist giftig. Brom löst sich in Wasser zu braunem **Bromwasser.** Seine Löslichkeit in Wasser ist jedoch geringer als die von Chlor.

Versuch 70: *Ein Reagenzglas wird zur Hälfte mit Wasser gefüllt. Dann geben wir einen Tropfen Brom zu, verschließen das Glas mit einem Stopfen und schütteln.*

Jod kommt in der Natur ebenfalls nicht elementar vor. Jodverbindungen sind im Meerwasser in geringer Menge enthalten. Verschiedene Meerespflanzen reichern das Jod an, so daß man dieses Element aus der Asche von Meerespflanzen gewinnen kann. Jod bildet bei normaler Temperatur metallisch glänzende Kristallplättchen. Es ist ebenfalls einwertig. Jod ist giftig.

Vorsicht beim Arbeiten mit Fluor, Brom und Jod! Die Elemente sind giftig!

Versuch 71: *Ein kleiner Jodkristall wird in einem Reagenzglas erhitzt. Beobachte die entstehenden Dämpfe!*

Beim Erhitzen der Kristalle entsteht violett gefärbter Dampf, der schwerer als Luft ist. Nach der Farbe der Joddämpfe hat das Element seinen Namen erhalten[2]). Jod hat das Symbol J.

Versuch 72: *Kleine Jodkristalle werden in Reagenzgläsern mit Wasser beziehungsweise Alkohol geschüttelt.*
Beobachte die Farbe der Lösung gegen einen weißen Hintergrund!

Wie Chlor und Brom löst sich auch Jod im Wasser. Die Lösung heißt **Jodwasser.** Allerdings ist die Löslichkeit von Jod in Wasser noch geringer als die von Brom. Dagegen löst es sich in anderen Lösungsmitteln, wie zum Beispiel Alkohol, besser. Die Lösung von Jod in Alkohol wird als **Jodtinktur** bezeichnet.

Versuch 73: *a) Wir geben ein Gemisch von Stärke und Wasser in ein Reagenzglas und setzen einige Tropfen Jodlösung hinzu.*
b) Auf Kartoffel- und Rübenscheiben tropfen wir etwas Jodlösung.
Was stellst du fest?

Jodlösung färbt Stärke blau. Diese Erscheinung kann man benutzen, um bei der Untersuchung von Pflanzen Stärke nachzuweisen.

[1]) bromos (griechisch) = Gestank
[2]) ioeides (griechisch) = veilchenblau

Die chemischen Elemente Fluor (F), Brom (Br) und Jod (J) weisen Ähnlichkeiten mit dem Chlor auf. Sie sind gegenüber Wasserstoff einwertig. Fluor ist gasförmig. Brom und Jod bilden intensiv gefärbte Dämpfe.

2. Verbindungen. Fluor, Brom und Jod kommen auf Grund ihrer guten Reaktionsfähigkeit in der Natur nicht elementar vor. Sie weisen in ihren Reaktionen und Verbindungen große Ähnlichkeiten mit dem Chlor und dessen Verbindungen auf.

Versuch 74: *Bromwasser wird mit Magnesiumpulver kräftig bis zur Entfärbung geschüttelt. Einen kleinen Teil der abfiltrierten Lösung dampfen wir ein. Betrachte den verbleibenden Rückstand!*

Versuch 75: *Einige Jodkristalle werden mit Eisenpulver unter Zugabe von etwas Wasser geschüttelt. Nach dem Filtrieren wird ebenfalls eine kleine Probe eingedampft.*

Brom und Jod, aber auch Fluor reagieren wie Chlor mit Metallen entsprechend der allgemeinen Gleichung für die Salzbildung:

$$\text{Metall} + \text{Nichtmetall} \rightarrow \text{Salz}.$$

Die entstehenden Salze heißen **Fluoride, Bromide** beziehungsweise **Jodide.**

Für die Vorgänge bei den Versuchen 74 und 75 können wir folgende Gleichungen aufstellen:

Versuch 74: $Mg + Br_2 \rightarrow MgBr_2$;

Versuch 75: $Fe + J_2 \rightarrow FeJ_2$.

Mit Wasserstoff verbinden sich Fluor, Brom und Jod zu **Fluorwasserstoff HF, Bromwasserstoff HBr** beziehungsweise **Jodwasserstoff HJ.** Die Reaktionen verlaufen zwischen Fluor und Wasserstoff schon im Dunkeln explosionsartig, bei den anderen beiden Wasserstoffverbindungen wesentlich langsamer. Die Wasserstoffverbindungen der drei Elemente sind wie Chlorwasserstoff farblose Gase, die stark Wasser anziehen und an der Luft Nebel bilden.

Die wäßrigen Lösungen von Fluorwasserstoff (Flußsäure), Bromwasserstoff und Jodwasserstoff sind Säuren, die wie die Salzsäure mit unedlen Metallen, Metalloxiden und Hydroxiden Salze bilden. Dabei entstehen Fluoride, Bromide beziehungsweise Jodide.

Diese Salze gehören zusammen mit den Chloriden zu den Halogeniden. Als **Halogenide** bezeichnen wir solche Salze, die neben Metall ein Halogen enthalten. Durch Einwirkung von schwerflüchtigen Säuren kann aus den Fluoriden Fluorwasserstoff, aus den Bromiden Bromwasserstoff, aus den Jodiden Jodwasserstoff ausgetrieben werden.

Versuch 76: *Etwas Kalziumfluorid wird in ein Reagenzglas gegeben und mit konzentrierter Schwefelsäure übergossen.*
Beobachte die entstehenden Gase! Prüfe ihr Verhalten gegenüber feuchtem blauem Lackmuspapier!

Bei Versuch 76 ist neben dem Entweichen des Fluorwasserstoffgases festzustellen, daß die Reagenzglaswandung angegriffen wird (öliges Herunterlaufen der Säure beim Umschütteln). Fluorwasserstoff ätzt Glas, da es mit Siliziumdioxid reagiert. Flußsäure kann deshalb auch nicht in Glasgefäßen aufbewahrt werden.

Versuch 77: *Wir geben eine Spatelspitze Kaliumbromid in ein Reagenzglas, in ein zweites eine Spatelspitze Kaliumjodid und übergießen mit halbkonzentrierter Schwefelsäure.*
Beobachte die entstehenden Gase! Prüfe vorsichtig ihren Geruch! Prüfe ihr Verhalten gegenüber feuchtem blauem Lackmuspapier! Vergleiche mit den Ergebnissen des Versuches 76!

Die Silbersalze der Bromwasserstoffsäure und der Jodwasserstoffsäure sind wie das Silberchlorid in Wasser schwer löslich. Man kann deshalb mit Silbernitrat auch die Säurereste —Br und —J nachweisen.

Versuch 78: *In Reagenzgläser gibt man je 5 ml folgender Stoffe: destilliertes Wasser, Natriumchloridlösung, Kaliumjodidlösung und Kaliumbromidlösung. In jedes Glas werden dann 2 Tropfen Silbernitratlösung gebracht. Vergleiche die auftretenden Niederschläge!*

Bei Anwesenheit der Säurereste —Br und —J bilden sich Niederschläge von gelblichweißem Silberbromid AgBr oder blaßgelbem Silberjodid AgJ. Die Gleichungen für diese beiden Vorgänge lauten:

$$KBr + AgNO_3 \rightarrow KNO_3 + AgBr\downarrow;$$
$$KJ + AgNO_3 \rightarrow KNO_3 + AgJ\downarrow.$$

Ein entsprechender Nachweis des Säurerestes der Flußsäure —F ist nicht möglich.

Fluor, Brom und Jod verbinden sich leicht mit Wasserstoff. Die Lösungen ihrer Wasserstoffverbindungen in Wasser sind Säuren (Flußsäure, Bromwasserstoffsäure, Jodwasserstoffsäure). Die Salze dieser Säuren heißen Fluoride, Bromide und Jodide. Sie lassen sich ähnlich wie die Chloride darstellen.

3. Verwendung. Elementares Fluor wird wegen der schwierigen Herstellung praktisch kaum verwendet. Große Bedeutung haben jedoch seine Verbindungen. Auf die seit langem zum Glasätzen benutzte Flußsäure wurde schon hingewiesen. Flußsäure wird ferner bei der Herstellung von Flugbenzin eingesetzt. Fluoride dienen wegen ihrer Wirkung als Pilz- und Fraßgift zur Schädlingsbekämpfung und zur Holzimprägnierung, werden aber auch medizinisch bei der Bekämpfung von Zahnerkrankungen verwendet. Fluorverbindungen benutzt man auch in der Kältetechnik.

Brom wird zur Herstellung nervenberuhigender und schlaffördernder Arzneimittel verwendet. Die Filmindustrie benötigt erhebliche Mengen Brom zur Herstellung fotografischer Filme und Platten. Auch Jod dient zur Erzeugung von Arzneimitteln. Im menschlichen Körper wirkt es auf den Stoffwechsel regulierend. Bei Jodmangel kommt es zu Schilddrüsenerkrankungen (Kropf). Diesen Erkrankungen kann durch den Genuß jodhaltigen Speisesalzes vorgebeugt werden. Eine 5%ige Lösung von Jod in Alkohol wird als Jodtinktur zur Desinfektion kleinerer Wunden verwendet.

Die Gruppe der Halogene

Die Untersuchungen der Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod zeigten uns mehrfach die große Ähnlichkeit, die diese Stoffe aufweisen. Wir erkennen das zum Beispiel an der Wertigkeit und der Wasserlöslichkeit dieser Elemente. Die entsprechenden Verbindungen von Fluor, Chlor, Brom und Jod weisen in ihrer Zusammensetzung und in ihren Eigenschaften ebenfalls viele Übereinstimmungen auf. Die Wasserstoffverbindungen Fluorwasserstoff HF, Chlorwasserstoff HCl, Bromwasserstoff HBr und Jodwasserstoff HJ sind farblos und hygroskopisch. Ihre Lösungen in Wasser sind Säuren. Die Darstellung der Wasserstoffverbindungen erfolgt in allen vier Fällen nach derselben Gesetzmäßigkeit durch die direkte Vereinigung der Elemente mit Wasserstoff oder durch das Verdrängen aus den Salzen bei Zugabe von schwerer flüchtigen Säuren.

Die Salze der Chlorwasserstoffsäure, die Chloride, werden nach denselben allgemeinen Gleichungen für die Salzbildung dargestellt, die auch für die Bildung der Fluoride, Bromide und Jodide zutreffen. Als Nachweis für die Säurereste —Cl, —Br und —J kann die Reaktion mit Silbernitrat verwendet werden, da sich in allen drei Fällen ein Niederschlag bildet. Der Säurerest der Flußsäure —F ist mit Silbernitrat jedoch nicht nachweisbar.

Die Elemente Fluor, Chlor, Brom und Jod wurden wegen der vielen Übereinstimmungen und Ähnlichkeiten zu einer Elementengruppe zusammengefaßt. Man nennt die Elemente dieser Gruppe **Halogene.** Sie vereinigen sich direkt mit Metallen zu Salzen. Diese Salze heißen **Halogenide.**

Fluor, Chlor, Brom und Jod zeigen jedoch neben den Ähnlichkeiten und Übereinstimmungen auch unterschiedliches Verhalten. Das kommt in der unterschiedlichen Farbe, der Löslichkeit in Wasser, der Reaktionsfähigkeit gegenüber Wasserstoff und in den Aggregatzuständen bei normaler Temperatur zum Ausdruck. In Tabelle 14 werden einige Eigenschaften der Halogene verglichen.

Tabelle 14. Vergleich einiger Eigenschaften der Halogene

Element	Farbtiefe	Aggregatzustand	Löslichkeit in Wasser	Reaktionsfähigkeit gegenüber Wasserstoff
Fluor	schwach grünlichgelb	gasförmig	sehr groß	sehr groß
Chlor	gelbgrün	gasförmig	sehr groß	sehr groß
Brom	rotbraun	flüssig	groß	groß
Jod	violett	fest	gering	gering

Beim Vergleich der Unterschiede der Halogene erkennen wir eine gesetzmäßige Veränderung verschiedener Eigenschaften. Ordnen wir zum Beispiel die Gase der betrachteten Elemente nach der Tiefe ihrer Färbung, so beginnt die Reihe mit dem Fluor und endet mit dem Jod. Die Löslichkeit in Wasser nimmt vom Fluor zum Jod hinab. Dasselbe gilt auch für die Reaktionsfähigkeit gegenüber Wasserstoff. Während sich Fluor explosionsartig mit Wasserstoff verbindet und auch Chlor sehr heftig reagiert, erfolgt die Bildung des Jodwasserstoffs nur langsam. Unsere Feststellungen über

den Aggregatzustand der Elemente bei Raumtemperatur deuten darauf hin, daß die Siedetemperatur von Fluor zum Jod hin ansteigt.

Fluor, Chlor, Brom und Jod sind Elemente der Halogengruppe. Innerhalb einer Elementengruppe bestehen viele Übereinstimmungen im Verhalten der Elemente sowie in der Zusammensetzung und den Eigenschaften ihrer Verbindungen. Bestimmte Eigenschaften verändern sich innerhalb der Gruppe gesetzmäßig.

Chemische Vorgänge bei der Fotografie

Verbindungen der Halogene spielen in der Fotografie eine große Rolle. Von der Aufnahme eines Gegenstandes durch die Kamera bis zum fertigen Bild auf dem fotografischen Papier läuft eine Reihe chemischer Vorgänge ab, bei denen die verwendeten Halogenverbindungen bestimmten Umwandlungen unterworfen sind. Wir wollen im folgenden in vereinfachter Form einige chemische Vorgänge bei der Fotografie kennenlernen.

Versuch 79: *Der Versuch 78 ist so zu wiederholen, daß jeweils zwei Niederschläge von jedem Silbersalz hergestellt werden. Je eines der beiden Reagenzgläser ist sofort mit schwarzem Papier zu umwickeln. Alle 6 Reagenzgläser werden dann in einem Reagenzglasständer ans Fenster gestellt. Nach 10 Minuten werden die Papierumhüllungen entfernt.*
Vergleiche jeweils die abgedunkelte Fällung mit derjenigen, die dem Licht ausgesetzt war!

Die Niederschläge, die unter Lichteinfluß standen, färbten sich dunkel. Das tritt bei allen Silbersalzen der Halogene auf und zeigt wieder die Ähnlichkeit im Verhalten der Fluor-, Chlor-, Brom- und Jodverbindungen. Die Dunkelfärbung des Niederschlages von Silberhalogeniden ist das Ergebnis eines chemischen Vorganges, der unter der Einwirkung des Lichtes abläuft. Dabei werden die Silberhalogenide zersetzt. Für die Zersetzung von Silberbromid infolge Lichteinwirkung kann folgende Gleichung aufgestellt werden:

$$2\,AgBr \xrightarrow{Licht} 2\,Ag + Br_2.$$

Das entstandene elementare Silber sieht in feiner Verteilung schwarz aus. Derartige Reaktionen, die unter der Einwirkung von Licht ablaufen, bezeichnet man als **fotochemische Vorgänge.**

Die Abscheidung von Silber aus Silberhalogeniden unter Einwirkung des Lichtes nutzt man in der Fotografie praktisch aus. Der wirksame Bestandteil fotografischer Filme, Platten und Papiere sind Silberhalogenide, besonders Silberbromid.

Versuch 80: *In ein Reagenzglas geben wir Kaliumbromidlösung, in ein zweites ein Gemisch aus Gelatine und Kaliumbromidlösung. Beiden Lösungen werden einige Tropfen Silbernitratlösung hinzugegeben. Die Reagenzgläser werden kräftig geschüttelt und am Fenster 5 Minuten lang dem Licht ausgesetzt.*
Betrachte den Inhalt der Reagenzgläser vor und nach der Belichtung!

Die Gelatine verhindert das Zusammenballen des Silberbromids, so daß es in der Flüssigkeit fein verteilt vorliegt. Nach der Belichtung zeigt sich in der Gelatinelösung eine starke Schwärzung. Das Silberbromid zersetzt sich in feiner Verteilung unter Lichteinwirkung besonders gut.

In den Filmfabriken wird zur Erzeugung von fotografischem Material eine Fällung von Silberbromid in Gelatine hergestellt. Dieses Gemisch wird fotografische Emulsion genannt. Diese Emulsion wird auf eine feste Unterlage aufgetragen. Die Unterlage besteht bei fotografischen Platten aus Glas und bei Filmen meist aus dem durchsichtigen **Zellon,** das aus Zellulose erzeugt wird. Bei der Herstellung fotografischer Papiere werden besondere Papiersorten mit einer **fotografischen Emulsion** versehen.

In der Deutschen Demokratischen Republik werden Fotomaterialien in beträchtlichen Mengen hergestellt. Unsere fotochemischen Werke sind auf die Herstellung bestimmter fotografischer Materialien spezialisiert und erzeugen Produkte, die Weltruf besitzen. Der größte und bekannteste Betrieb dieser Art ist der VEB Filmfabrik Wolfen. Dort werden Filme und Platten für alle Gebiete der Fotografie hergestellt. Die Erzeugnisse des VEB Filmfabrik Wolfen sind auf Grund ihrer ausgezeichneten Qualität begehrte Exportartikel. Von großer Bedeutung für unsere Versorgung mit Fotomaterial ist auch der VEB Fotochemische Werke Berlin, der neben den bekannten Dekopan-Filmen auch Fotopapier herstellt. Fotopapiere werden ferner vom VEB Photopapierwerk Dresden und dem VEB Turaphot, Wernigerode, erzeugt.

Beim Fotografieren wird die fotografische Emulsion meist nur für kurze Zeit dem Licht ausgesetzt. Es werden daher nur wenige Silberbromidteilchen in Silber und Brom zersetzt, so daß die Schwärzung ohne Hilfsmittel nicht sichtbar ist. Daher müssen, um ein Bild zu erhalten, weitere Silberbromidteilchen zersetzt werden.

Versuch 81: *In ein Reagenzglas geben wir Silberbromidfällung und fügen etwas Entwicklerlösung hinzu.*

Die **Entwicklerlösung** enthält eine Reihe von Stoffen, die weiteres Silberbromid zersetzen. Dieser Vorgang wird durch die bei der Belichtung entstandenen geringen Mengen Silber begünstigt, ohne daß diese dabei verbraucht werden. Das Silber wirkt also beim Entwickeln von Fotomaterial als Katalysator.

Die Silberbromidteilchen werden jedoch beim Belichten verschieden stark zu Silber zersetzt, da die abzubildenden Gegenstände unterschiedliche Helligkeiten aufweisen. An den Stellen der fotografischen Emulsion, auf die viel Licht einwirkt, entsteht mehr Silber als an anderen Stellen. Der Vorgang des Entwickelns wird daher an den stärker belichteten Stellen der fotografischen Emulsion besonders gefördert, und es tritt dort eine stärkere Schwärzung auf. An den weniger stark belichteten Stellen des Fotomaterials ist nach dem Entwickeln noch Silberbromid vorhanden, das sich im Licht unter Silberabscheidung zersetzen würde. Man muß es deshalb nach dem Entwicklungsprozeß entfernen. Das geschieht durch die Einwirkung von **Fixiersalz.** Fixiersalz ist eine Substanz, die Silberbromid aufzulösen vermag. Den Vorgang nennt man fixieren.

Versuch 82: *Ein Silberbromidniederschlag wird in einem Reagenzglas mit Fixiersalzlösung versetzt.*

Nach dem Entwickeln und Fixieren eines Films oder einer fotografischen Platte erscheinen die hellen Stellen des Aufnahmegegenstandes schwarz, die dunklen da-



Abb. 163 Negativ einer fotografischen Aufnahme

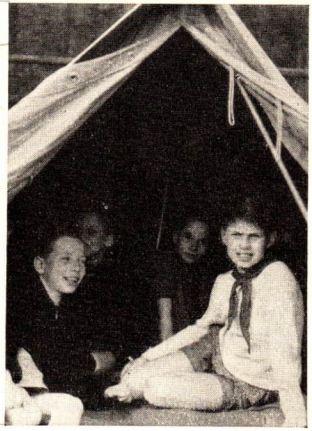


Abb. 164 Positiv einer fotografischen Aufnahme

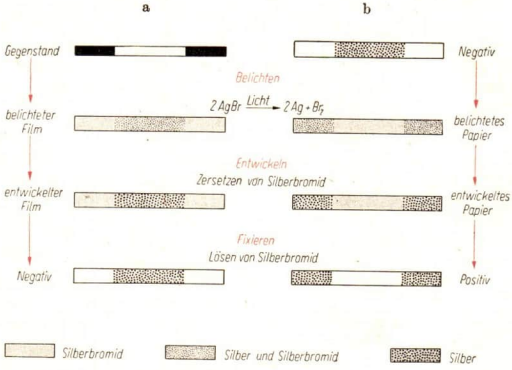


Abb. 165 Schematische Darstellung der Vorgänge bei der Herstellung eines Negativs (a) und eines Positivs (b)

gegen hell, da an den hellen Stellen mehr Silberbromidteilchen zersetzt wurden als an den dunklen. Das so entstandene Bild zeigt die entgegengesetzten Helligkeitswerte des aufgenommenen Gegenstandes. Man bezeichnet es als **Negativ** (Abb. 163).

Um ein Bild zu erhalten, das den Helligkeitswerten des aufgenommenen Gegenstandes entspricht, muß man durch das Negativ hindurch nochmals eine fotografische Schicht belichten. Man verwendet dazu oft fotografische Papiere. Dabei werden dann die dunklen Stellen des Aufnahmegegenstandes am stärksten und die hellen Stellen am geringsten belichtet. Das nach dem Entwickeln und Fixieren entstandene Bild ist das **Positiv** (Abb. 164).

Abbildung 165 gibt einen schematischen Überblick über die Vorgänge beim Herstellen fotografischer Bilder.

Silberhalogenide zersetzen sich bei Lichteinwirkung unter Bildung von Silber. Diesen Vorgang nutzt man praktisch in der Fotografie aus.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Sprich über die Verwendung und Bedeutung von Chlor!*
2. *Beim Betreten eines Raumes, in dem die Luft Chlor enthält, kann man sich durch ein vor Mund und Nase gehaltenes nasses Tuch vor dem Einatmen des giftigen Gases für einige Zeit schützen. Erkläre die Wirkung! Warum ist der Schutz nur vorübergehend?*
3. *Nenne verschiedene Möglichkeiten der Herstellung von Chlorwasserstoff! Gib die Reaktionsgleichungen für die Vorgänge an!*
4. *Erkläre das „Rauchen" von konzentrierter Salzsäure an der Luft!*
5. *Stelle in einer Tabelle die physikalischen und chemischen Eigenschaften von Chlor und Chlorwasserstoff gegenüber!*
6. *Magnesium, Kupfer, Eisen, Aluminium und Silber werden mit verdünnter Salzsäure übergossen. In welchen Fällen findet eine Umsetzung statt? Stelle die Reaktionsgleichungen auf!*
7. *Erläutere an Beispielen den Nachweis des Säurerestes —Cl!*
8. *Sprich über den Abbau der Kalisalze!*
9. *Erläutere das Prinzip der Aufbereitung von Kalisalzen!*
10. *Stelle Ortsnamen der Deutschen Demokratischen Republik zusammen, in denen „salz", „sulz" oder „hal" vorkommt. Prüfe, ob sich in der Nähe dieser Orte noch heute Salzvorkommen finden!*
11. *Nenne wichtige Verwendungszwecke der Kalisalze und des Steinsalzes!*
12. *Erkunde in der LPG deines Heimatortes oder in der Paten-LPG, welche Kalidüngemittel benötigt werden, woher diese geliefert werden, und wie groß der jährliche Bedarf ist!*
13. *Stelle Beispiele für die Verwendung von Kochsalz zur Konservierung von Nahrungsmitteln zusammen!*
14. *a) Ermittle den ungefähren Jahresbedarf von Kochsalz im Haushalt deiner Eltern, und errechne daraus den Bedarf je Person!*
    b) Vergleicht die errechneten Werte von allen Schülern eurer Klasse! Bildet daraus den Mittelwert!
15. *Sprich über die Entwicklung und die Bedeutung unserer Kaliindustrie!*

16. *Erläutere die Verwendung von Natriumchlorat und Kaliumchlorat auf Grund ihrer Eigenschaften!*
17. *Nenne die Elemente, die zur Gruppe der Halogene gehören, und begründe diese Zusammenfassung an Beispielen!*
18. *Erläutere die chemischen Vorgänge bei der Herstellung eines fotografischen Bildes an Hand der Abbildung 165!*
19. *Berechne die Masse je eines Liters Chlor und Chlorwasserstoff im Normzustand!*
20. *Für ein Experiment werden 5 l Chlorwasserstoff (Normzustand) benötigt. Er soll aus Natriumchlorid und Schwefelsäure hergestellt werden. Wieviel Natriumchlorid und wieviel konzentrierte Schwefelsäure (96%ig) sind notwendig?*
21. *Berechne die Menge Chlor in Gramm und Liter, die in 50 g 30%iger Salzsäure chemisch gebunden ist!*
22. *Berechne, wieviel Gramm Natrium theoretisch aus 1 kg Kochsalz hergestellt werden können!*



Ergänzende Literatur aus der Reihe „Bücher für den Schüler" des Verlages Volk und Wissen:

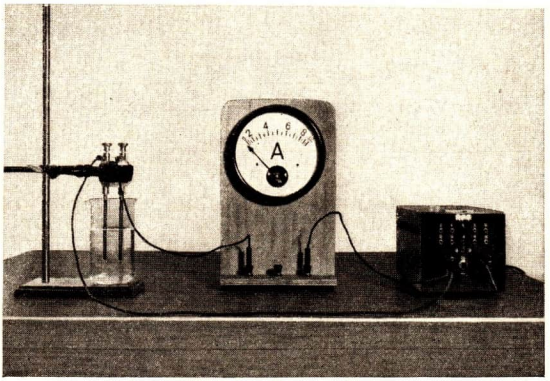
Nur ein Zündholz

Von Kurt Gaede

unter Mitarbeit und wissenschaftlicher Beratung von Dr. Hans Hartig

56 Seiten mit 13 Abbildungen. Bestell-Nr. 031854. 1,– MDN

Zu beziehen durch jede Buchhandlung



Versuchsanordnung zur Untersuchung der Leitfähigkeit von Lösungen

Im 7. 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.

7. KAPITEL

Elektrolyse

Elektrolyte und Nichtelektrolyte

1. Elektrische Leitfähigkeit von Metallen. Zahlreiche feste Stoffe, besonders die Metalle, besitzen eine gute elektrische Leitfähigkeit. Die Stromleitung beruht bei diesen Leitern auf der Bewegung von negativ elektrisch geladenen Masseteilchen, den **Elektronen.**

Wir können uns die Elektronen in einem Metallstab als frei bewegliche Teilchen der Metallatome vorstellen (Abb. 166). Unter dem Einfluß einer Gleichspannungsquelle wandern die freien Elektronen zum positiven Pol, an dem Elektronenmangel herrscht (Abb. 167). Gleichzeitig wird vom negativen Pol der Gleichspannungsquelle, an dem Elektronenüberschuß herrscht, die gleiche Anzahl Elektronen an den Stromleiter abgegeben, die vom positiven Pol aufgenommen wird.

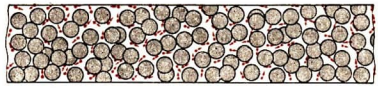


Abb. 166 Schematische Darstellung der Elektronen in einem Kupferstab

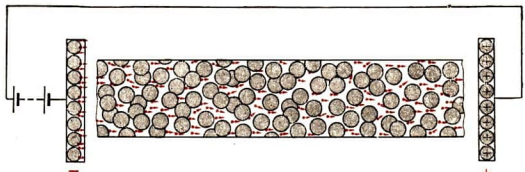


Abb. 167 Schematische Darstellung der Elektronen in einem Kupferstab unter dem Einfluß einer Gleichspannungsquelle

Die Stromleitung in Metallen ist die gleichzeitige Aufnahme und Abgabe von Elektronen.

2. Elektrische Leitfähigkeit von Lösungen. Im folgenden wollen wir die elektrische Leitfähigkeit wichtiger Verbindungen und ihrer wäßrigen Lösungen untersuchen. Zunächst prüfen wir das Lösungsmittel Wasser.

Versuch 83: *50 ml destilliertes Wasser werden in ein Becherglas gegossen und in der Versuchsanordnung nach Abb. 168 auf elektrische Leitfähigkeit untersucht. Beobachte das Strommeßgerät und das Wasser!*

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

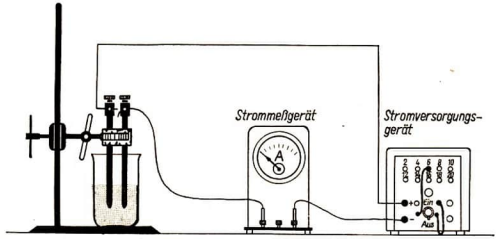


Abb. 168 Untersuchung der Leitfähigkeit von Lösungen

Strommeßgeräten nachgewiesen werden kann. Diese geringe Leitfähigkeit des Wassers hat jedoch keinen Einfluß auf unsere nachfolgenden Untersuchungen. Wir können sie deshalb vorläufig vernachlässigen und destilliertes Wasser als Nichtleiter ansehen.

Nun prüfen wir, ob einige feste Verbindungen und ihre Lösungen in Wasser den elektrischen Strom leiten.

Versuch 84: *Auf mehreren Uhrglasschalen 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. 169 dargestellt.*
Beobachte das Strommeßgerät!

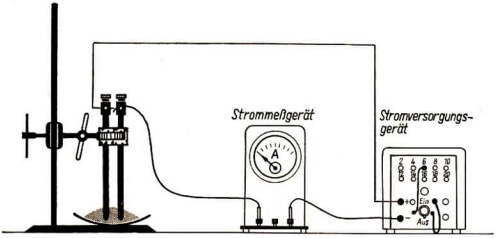


Abb. 169 Untersuchung der Leitfähigkeit fester Stoffe

Versuch 85: *Wir lösen eine Spatelspitze der in Versuch 84 untersuchten Salze in je 50 ml destilliertem Wasser und prüfen die Leitfähigkeit der Lösungen wie in Versuch 83.*
Beobachte das Strommeßgerät und die Lösung!

In der gleichen Weise werden verdünnte Lösungen von Hydroxiden und Säuren geprüft.

Versuch 86: *Die Leitfähigkeit von verdünnten Hydroxidlösungen (Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid) und verdünnten Säuren (Salzsäure, Schwefelsäure) untersuchen wir wie bei Versuch 83.*
Beobachte das Strommeßgerät und die Lösung!

Die Versuche zeigen: Trockene Salze besitzen keine elektrische Leitfähigkeit. Ihre wäßrigen Lösungen aber, sowie die Lösungen von Hydroxiden und Säuren, leiten den elektrischen Strom. Beim Stromfluß durch diese Lösungen können wir außerdem an den Elektroden eine Gasentwicklung feststellen. Bei den Kupfersalzlösungen hat sich an einer Elektrode Kupfer abgeschieden. Daraus kann man schließen, daß sich beim Stromdurchgang durch solche Lösungen chemische Vorgänge abspielen. Die chemische Zersetzung eines Stoffes durch den elektrischen Strom bezeichnet man als **Elektrolyse.** Wir untersuchen nun noch einige weitere Verbindungen und ihre wäßrigen Lösungen.

Versuch 87: *Auf je eine Uhrglasschale wird etwas Zucker, Traubenzucker und Harnstoff gehäuft. Dann untersuchen wir die Substanzen wie bei Versuch 84 auf ihre Leitfähigkeit.*
Beobachte das Strommeßgerät!

Versuch 88: *Je 1 Spatelspitze Zucker, Traubenzucker und Harnstoff werden in je 50 ml destilliertem Wasser gelöst und wie bei Versuch 83 untersucht. Beobachte das Strommeßgerät und die Lösung!*

Zucker, Traubenzucker und Harnstoff sowie deren wäßrige Lösungen leiten den elektrischen Strom nicht.

Man unterscheidet deshalb zwischen Stoffen, deren wäßrige Lösungen den elektrischen Strom leiten **(Elektrolyte),** und solchen, deren Lösungen keine Leitfähigkeit besitzen **(Nichtelektrolyte).** Im Gegensatz zur Stromleitung in Metallen laufen beim Stromdurchgang durch Elektrolytlösungen chemische Vorgänge ab. An den Elektroden werden Stoffe abgeschieden. Man sagt, die Lösungen werden elektrolysiert.

Stoffe, die in wäßriger Lösung den elektrischen Strom leiten und dabei zersetzt werden, nennt man Elektrolyte. Hydroxide, 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. Die Leitfähigkeit der Elektrolyte deutet darauf hin, daß in der Lösung elektrisch geladene Teilchen vorhanden sind, die den Stromfluß während der Elektrolyse ermöglichen. Zur genaueren Klärung dieser Erscheinung führen wir eine Elektrolyse durch und stellen fest, welche Stoffe sich an den Elektroden abscheiden.

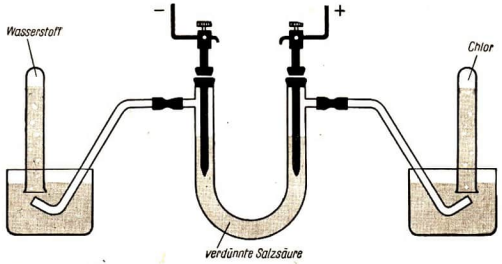


Abb. 170 Elektrolyse von verdünnter Salzsäure

Versuch 89: *Ein U-Rohr mit seitlichen Ansatzrohren wird zu zwei Dritteln 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. 170). Wenn die in der Apparatur vorhandene Luft verdrängt ist, fangen wir die bei der Elektrolyse entstehenden Gase in den Reagenzgläsern auf. Prüfe die entstandenen Gase!*

Bei der Elektrolyse von Salzsäure wird an der negativen Elektrode, der **Katode,** Wasserstoff abgeschieden; an der positiven Elektrode, der **Anode,** entwickelt sich Chlor.

Salzsäure wird bei der Elektrolyse in ihre Bestandteile Wasserstoff und Chlor zerlegt. Damit haben wir noch einmal die Zusammensetzung der Salzsäure durch eine Analyse mit Hilfe des elektrischen Stromes bestätigt.

Da sich Wasserstoff nur an der Katode abscheidet, können wir annehmen, daß in der verdünnten Salzsäure positiv elektrisch geladene Wasserstoffteilchen auftreten. Sie wandern zur Katode. Die positiven Wasserstoffteilchen nehmen an der Katode Elektronen auf. Dadurch werden sie zu elektrisch neutralen, ungeladenen Wasserstoffatomen. Diese schließen sich paarweise zu Wasserstoffmolekülen zusammen und entweichen.

Die Chlorteilchen in der verdünnten Salzsäure müssen negativ geladen sein, da sie zur Anode wandern. Durch Elektronenabgabe an der Anode werden sie zu elektrisch neutralen Chloratomen, die sich ebenfalls paarweise zu Chlormolekülen vereinigen und entweichen (Abb. 171).

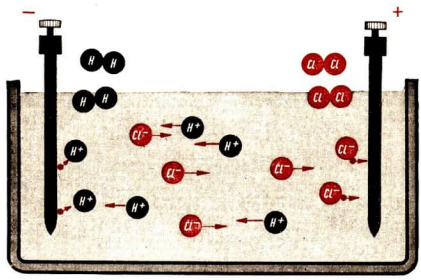


Abb. 171 Schematische Darstellung der Elektrolyse von verdünnter Salzsäure

2. Elektrolytische Dissoziation. Die elektrisch geladenen Teilchen in einer Lösung werden als **Ionen** bezeichnet.

Genaue Untersuchungen haben ergeben, daß die Chlorwasserstoffmoleküle beim Lösen in Wasser in positiv geladene Wasserstoffionen und negativ geladene Chloridionen gespalten werden. Man sagt: Die Chlorwasserstoffmoleküle sind elektrolytisch **dissoziiert**[1]). Die Ladungen der bei der **Dissoziation** auftretenden Ionen werden durch Zeichen (+ oder —) an den Symbolen angegeben. Der Vorgang der elektrolytischen Dissoziation von Chlorwasserstoff wird wie folgt ausgedrückt:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^- \,.$$

[1]) dissociare (lateinisch) = trennen

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

Bezeichnen wir ein Elektron mit e^-, so lassen sich auch die Vorgänge an den Elektroden bei der Elektrolyse von Salzsäure in Gleichungen angeben:

$$\text{Katode:} \quad 2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,H \qquad 2\,H \rightarrow H_2\uparrow;$$

$$\text{Anode:} \quad 2\,Cl^- - 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl \qquad 2\,Cl \rightarrow Cl_2\uparrow.$$

Zur Anwendung unserer Erkenntnisse soll die Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid untersucht werden.

Versuch 90: *Wir elektrolysieren eine Kupfer(II)-chloridlösung und benutzen dazu die Versuchsapparatur nach Abbildung 170, jedoch nur mit einem Gasableitungsrohr an der Seite der Anode.*
Beobachte die Stoffe, die an den Elektroden auftreten!

Bei der Elektrolyse dieser Lösung wird an der Anode Chlor entwickelt, während sich an der Katode metallisches Kupfer als dünner Überzug niederschlägt.

In der Kupfer(II)-chloridlösung sind demnach positive Kupferionen und negative Chloridionen vorhanden. In einem Kupfer(II)-chloridmolekül sind zwei Chloratome mit einem Kupferatom verbunden. Daher müssen bei der elektrolytischen Dissoziation jeweils zwei negative Chloridionen und ein positives Kupferion entstehen. Im Molekül gleichen sich die beiden negativen Ladungen der Chloridionen mit der Ladung des Kupferions aus. Die Kupferionen müssen also zweifach positive Ladungen besitzen. Wir kennzeichnen das durch das Zeichen 2+ am Symbol:

$$CuCl_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2\,Cl^-.$$

Die elektrische Ladung der Teilchen entspricht der Wertigkeit der Atome. Wie die beiden Reaktionspfeile angeben, ist der Dissoziationsvorgang umkehrbar. Beim Eindampfen einer Kupfer(II)-chloridlösung treten die Kupferionen nämlich wieder mit den Chloridionen zu Kupfer(II)-chloridmolekülen zusammen.

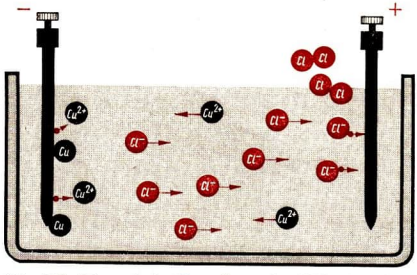


Abb. 172 Schematische Darstellung der Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung

Bei der Elektrolyse wandern die positiv geladenen Kupferionen zur Katode, nehmen dort Elektronen auf und scheiden sich als ungeladene Kupferatome ab. Die negativ geladenen Chloridionen wandern zur Anode und geben dort ihre Ladung ab. Es entstehen ungeladene Chloratome, die sich paarweise zu Chlormolekülen zusammenschließen und entweichen (Abb. 172).



Abb. 173
MICHAEL
FARADAY

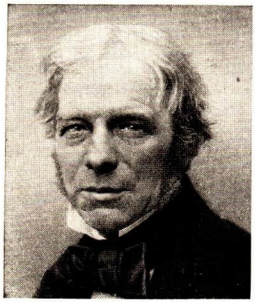


Abb. 174
SVANTE
ARRHENIUS

An den Elektroden laufen folgende Vorgänge ab:

Katode: $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$;

Anode: $2\,Cl^- - 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl \qquad 2\,Cl \rightarrow Cl_2\uparrow$.

In wäßriger Lösung sind die Moleküle der Elektrolyte in positiv und negativ elektrisch geladene Atome oder Atomgruppen, die Ionen genannt werden, gespalten (dissoziiert).
Bei der Elektrolyse werden die positiven Ionen von der Katode, 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, Katode, Anode, Ionen, Kationen und Anionen wurden bereits zu Beginn des 19. Jahrhunderts von dem englischen Physiker MICHAEL FARADAY (Abb. 173) eingeführt, der sich in seinen wissenschaftlichen Untersuchungen eingehend mit den elektrischen 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. 174) gefunden.

SVANTE ARRHENIUS stellte 1887 die **Theorie der elektrolytischen Dissoziation** (die Ionentheorie) auf. Nach dieser Theorie zerfällt in wäßriger Lösung eine bestimmte Anzahl von Molekülen des gelösten Elektrolyten in positiv und negativ elektrisch geladene Teilchen, die Ionen. Der Zerfall der Moleküle der Elektrolyten in ihre Ionen erfolgt dabei lediglich unter Einfluß des Lösungsmittels Wasser. Der Beweis, daß diese Theorie im wesentlichen richtig ist, 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.

Danach kann auch der Begriff des Elektrolyten genauer festgelegt werden:

Stoffe, die sich in wäßriger Lösung in frei bewegliche Ionen spalten und dadurch den elektrischen Strom leiten können, heißen Elektrolyte.

Dissoziation von Säuren, Hydroxiden und Salzen

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

$$H_2SO_3 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_3^{2-}$$
$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$
$$H_2CO_3 \rightleftarrows 2\,H^+ + CO_3^{2-}$$
$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$$
$$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$$
$$H_3PO_4 \rightleftarrows 3\,H^+ + PO_4^{3-}$$

Das gemeinsame Merkmal aller Säuren ist der Gehalt an Wasserstoffionen (H^+). Diese 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, desto mehr Wasserstoffionen befinden sich in der Lösung, und desto stärker treten daher ihre Säureeigenschaften hervor. Salzsäure und Schwefelsäure sind in wäßriger Lösung verhältnismäßig stark dissoziiert, sie sind also starke Säuren und zeigen besonderes Reaktionsvermögen. Kohlensäure und schweflige Säure sind dagegen nur wenig dissoziiert; sie sind schwache Säuren.

2. Hydroxide. Hydroxide dissoziieren in wäßriger Lösung in positive Metallionen und negative Hydroxidionen:

$$KOH \rightleftarrows K^+ + OH^-$$
$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2\,OH^-$$
$$Mg(OH)_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2\,OH^-$$

Das gemeinsame Merkmal aller Hydroxidlösungen ist der Gehalt an Hydroxidionen (OH^-). Sie rufen die typischen Eigenschaften der Hydroxide hervor, wie zum Beispiel die ätzende Wirkung und die gleichartigen Reaktionen mit Indikatoren.

Wir können daher festlegen:

Hydroxide sind Verbindungen, die in wäßriger Lösung in positive Metallionen und negative Hydroxidionen dissoziieren.

Die Stärke der Hydroxide ist ebenfalls von ihrer Dissoziation abhängig. Kaliumhydroxid und Natriumhydroxid dissoziieren in Wasser sehr stark; sie sind starke Basen. Kalzium- und Magnesiumhydroxid sind als schwache Basen nur wenig dissoziiert.

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

$$CuCl_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2\,Cl^-$$
$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$
$$CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$Na_2SO_3 \rightleftarrows 2\,Na^+ + SO_3^{2-}$$
$$K_2CO_3 \rightleftarrows 2\,K^+ + CO_3^{2-}$$
$$Ca(NO_3)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2\,NO_3^{2-}$$

Die meisten Salze sind praktisch vollständig dissoziiert.
Wir können für die Salze festlegen:

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

Ionenreaktionen

1. Fällungen. Wir wenden unsere Kenntnisse von der Ionentheorie auf chemische Reaktionen in wäßrigen Lösungen an:

Versuch 91: *In ein Reagenzglas geben wir 5 ml verdünnte Salzsäure, in ein zweites 5 ml Kalziumchloridlösung. Dann versetzen wir die beiden Lösungen mit einigen Tropfen Silbernitratlösung.*

Diese Reaktion ist uns als Nachweis für den Säurerest —Cl bekannt. Aus Salzsäure und Chloridlösungen wird durch Zusatz von Silbernitratlösung das schwerlösliche Silberchlorid als weißer Niederschlag ausgefällt.

$$HCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3 \qquad (1)$$
$$CaCl_2 + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,AgCl\downarrow + Ca(NO_3)_2 \qquad (2)$$

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

$$H^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \rightarrow AgCl\downarrow + H^+ + NO_3^- \qquad (1a)$$
$$Ca^{2+} + 2\,Cl^- + 2\,Ag^+ + 2\,NO_3^- \rightarrow 2\,AgCl\downarrow + Ca^{2+} + 2\,NO_3^- \qquad (2a)$$

Die Gleichungen (1a) und (2a) bezeichnet man als **Ionengleichungen.** Aus ihnen ersehen wir, daß sich die chemischen Reaktionen bei Versuch 91 nur zwischen Silber- und Chloridionen abspielen, die zusammen schwerlösliches, undissoziiertes Silber-

chlorid bilden. Alle anderen Ionen sind an diesem chemischen Vorgang nicht beteiligt. Wir können daher beide Gleichungen auch durch die verkürzte Ionengleichung wiedergeben:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow \underset{\text{(weiß)}}{AgCl\downarrow} .$$

Unsere bisherige Aussage: Silbernitrat ist ein Reagens auf den Säurerest —Cl, können wir jetzt genauer formulieren.

Silberionen sind ein Reagens auf Chloridionen.

Entsprechend werden auch die Nachweise von Bromid- und Jodidionen mit Silbernitrat als Ionenreaktionen geschrieben:

$$Ag^+ + Br^- \rightarrow \underset{\text{(gelblich)}}{AgBr\downarrow} ;$$

$$Ag^+ + J^- \rightarrow \underset{\text{(gelb)}}{AgJ\downarrow} .$$

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

$$NaOH + HCl \rightarrow H_2O + NaCl .$$

Natriumhydroxid, Salzsäure und das Salz (Natriumchlorid) sind in wäßriger Lösung dissoziiert. Wir können daher die Gleichung auch als Ionengleichung schreiben:

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

Bei der Neutralisation reagieren demnach lediglich die Wasserstoffionen und die Hydroxidionen unter Bildung von undissoziiertem Wasser:

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

Metallionen und die Säurerestionen sind an der Reaktion nicht beteiligt. Sie bleiben unverändert in der Lösung. Erst beim Eindampfen treten sie zu Natriumchlorid zusammen.

Die Neutralisation ist die Vereinigung von Wasserstoffionen und Hydroxidionen 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 einfacher und genauer wiedergegeben werden.

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

3. Dissoziation des Wassers. Bisher betrachteten wir das Wasser als einen Nichtelektrolyten, der nicht in Ionen dissoziiert ist. Mit sehr empfindlichen Meßinstrumenten läßt sich jedoch nachweisen, daß auch reines Wasser eine geringe Leitfähigkeit besitzt. Sie ist darauf zurückzuführen, daß stets ein sehr geringer Teil der Moleküle des Wassers in Wasserstoff- und Hydroxidionen gespalten ist.

Von 550 Millionen Wassermolekülen ist nur eines dissoziiert. Die Gleichung für die Dissoziation des Wassers lautet:

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

Sie ist somit die Umkehrung der Neutralisationsgleichung. Bei dem Neutralisationsvorgang tritt der größte Teil der Wasserstoff- und Hydroxidionen zu undissoziiertem Wasser zusammen. Einige wenige Ionen verbleiben jedoch in der Lösung. Reines Wasser reagiert aber neutral, weil aus jedem Molekül je ein Wasserstoff- und ein Hydroxidion entstehen, deren saure und basische Reaktion sich gerade ausgleichen.

Reines Wasser dissoziiert in sehr geringem Maße in Wasserstoff- und Hydroxidionen.

4. Hydrolyse. Bei einer Reihe von chemischen Reaktionen treten Erscheinungen auf, deren Erklärung nur durch die Dissoziation des Wassers möglich ist.

Versuch 92: *In Reagenzgläsern werden verdünnte Lösungen von Natriumchlorid, Natriumsulfat, Kaliumchlorid, Natriumkarbonat, Kaliumkarbonat, Natriumsilikat (Wasserglas), Magnesiumchlorid, Zinkchlorid und Ammoniumsulfat hergestellt. Alle Lösungen sind mit Lackmuspapier und pH-Papier zu prüfen.*
Was stellst du fest?

Die Salzlösungen können nach ihrer Reaktion in 3 Gruppen unterteilt werden:

saure Reaktion $pH < 7$	neutrale Reaktion $pH = 7$	basische Reaktion $pH > 7$
Magnesiumchlorid	Natriumchlorid	Natriumkarbonat
Zinkchlorid	Kaliumchlorid	Kaliumkarbonat
Ammoniumsulfat	Natriumsulfat	Natriumsilikat

Diese Feststellung steht scheinbar im Widerspruch zu unseren früheren Untersuchungen, denn wir haben Salze bisher stets als neutrale Verbindungen betrachtet. Wenn wir unsere Kenntnisse von der Dissoziation der Wassermoleküle jedoch hier anwenden, kann auch diese Erscheinung erklärt werden.

Das soll an einigen Beispielen erläutert werden. Natriumkarbonatlösung enthält folgende Ionen:

aus dem Salz: Na^+ CO_3^{2-};
aus dem Wasser: H^+ OH^- .

In der Lösung sind also die Ionen, die die Kohlensäure bildet (H^+ und CO_3^{2-}), und auch die Ionen, die die Natronlauge bildet (Na^+ und OH^-), enthalten. Kohlensäure

ist als schwache Säure nur wenig dissoziiert. Daher tritt in diesem Falle eine gewisse Menge der Wasserstoffionen aus dem Wasser und der Karbonationen aus dem Salz zu undissoziierten Kohlensäuremolekülen zusammen. Natronlauge ist als starke Base fast vollständig in Ionen aufgespalten, so daß die Natrium- und Hydroxidionen nicht zusammentreten.

$$2\,Na^+ + \boxed{CO_3^{2-} + 2\,H^+} + 2\,OH^- \rightarrow H_2CO_3 + 2\,Na^+ + 2\,OH^-$$

Als Folge dieser Reaktion ist in der Natriumkarbonatlösung ein Überschuß an Hydroxidionen vorhanden, so daß sie sich wie verdünnte Natronlauge verhält und basisch reagiert.

Eine Magnesiumchloridlösung enthält folgende Ionen:

aus dem Salz:	Mg^{2+}	Cl^- ;
aus dem Wasser:	H^+	OH^- .

In der Lösung sind demnach die Ionen der Salzsäure (H^+ und Cl^-) und die Ionen des Magnesiumhydroxids (Mg^{2+} und OH^-) enthalten. Magnesiumhydroxid ist eine schwache Base. Deshalb treten Magnesium- und Hydroxidionen zu Magnesiumhydroxid zusammen. Die Wasserstoffionen und die Chloridionen bleiben frei in der Lösung, da Salzsäure eine starke Säure ist.

$$2\,H^+ + \boxed{2\,OH^- + Mg^{2+}} + 2\,Cl^- \rightarrow Mg(OH)_2 + 2\,H^+ + 2\,Cl^-$$

Die Lösung hat einen Überschuß an Wasserstoffionen. Sie verhält sich wie verdünnte Salzsäure, reagiert also sauer.

In einer Natriumchloridlösung liegen vor:

aus dem Salz:	Na^+	Cl^- ;
aus dem Wasser:	H^+	OH^- .

Natronlauge und Salzsäure sind stark dissoziiert. Die Ionen in der Kochsalzlösung treten daher nicht zu undissoziierten Molekülen zusammen. Da Hydroxid- und Wasserstoffionen in gleicher Menge vorhanden sind, reagiert die Lösung neutral.

Die Erscheinung, daß Salzlösungen basische oder saure Reaktionen aufweisen, bezeichnet man als **Hydrolyse**.

Erläutere die Hydrolyse weiterer, in Versuch 92 untersuchter Salzlösungen!

Die Erscheinungen der Hydrolyse können folgendermaßen zusammengefaßt werden:

Salz aus Base	Salz aus Säure	Reaktion der Salzlösung	Beispiele
stark	stark	neutral	NaCl, KCl, Na_2SO_4
stark	schwach	basisch	Na_2CO_3, K_2CO_3, Na_2SiO_3
schwach	stark	sauer	$MgCl_2$, $ZnCl_2$, $(NH_4)_2SO_4$

Die Hydrolyse hat große praktische Bedeutung. So beruht die Verwendung von Natriumkarbonat (Soda) in Waschmitteln vor allem auf der basischen Reaktion ihrer Lösung.

Viele Vorgänge im Ackerboden beruhen ebenfalls auf Hydrolyseerscheinungen. Der Versuch 92 zeigte uns zum Beispiel, daß Ammoniumsulfatlösungen sauer reagieren. Dieses Salz ist ein wichtiges Düngemittel. Wird dem Boden zuviel davon zugeführt, so reagiert er sauer. In solchen Fällen müssen entsprechende Gegenmaßnahmen getroffen werden. Auch viele andere Düngesalze zeigen Hydrolyseerscheinungen. Die Salze von Bodensäuren unterliegen ebenfalls dieser Reaktion. Die genaue Kenntnis solcher Vorgänge und ihrer Folgen ist von großem Nutzen.

Als Hydrolyse bezeichnet man den Ablauf von Ionenreaktionen beim Auflösen von Salzen, die zu einer sauren oder basischen Reaktion der Lösung führen.

Technische Elektrolyseverfahren

In der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts wurden die elektrochemischen Vorgänge genauer untersucht. Mit der Erfindung der Dynamomaschine wurde die Möglichkeit geschaffen, elektrische Energie in größeren Mengen zu erzeugen. Das war die Voraussetzung für eine Anwendung der Elektrolyse in der sich in dieser Zeit schnell entwickelnden chemischen Industrie. Sehr bald wurden die Vorzüge der elektrolytischen Raffination (Reinigung) von Metallen erkannt. Die Herstellung einer Reihe von Metallen, zum Beispiel des Aluminiums, wurde erst durch die Anwendung der Elektrolyse möglich. Auch Natronlauge und Kalilauge wurden nun auf elektrochemischem Wege erzeugt. Einen weiteren großen Anwendungsbereich fand die Elektrolyse bei der Herstellung von Metallüberzügen auf unedlen Metallen. Heute ist die chemische Industrie der größte Verbraucher an Elektroenergie in unserer Volkswirtschaft. 1964 wurde etwa ein Drittel der in unseren Kraftwerken erzeugten Elektroenergie an Betriebe der chemischen Industrie geliefert.

Einige technische Anwendungen der Elektrolyse sollen nun erläutert werden.

1. Natriumchloridelektrolyse. Natronlauge ist ein wichtiger Ausgangsstoff für die chemische Industrie. Sie wird heute fast ausschließlich durch Elektrolyse von Natriumchloridlösung hergestellt.

a) Chemische Grundlagen. Wir elektrolysieren eine Lösung von Natriumchlorid in Wasser.

Versuch 93: *In der Apparatur von Versuch 83 wird das Becherglas mit einer verdünnten Natriumchloridlösung gefüllt, der einige Tropfen Phenolphthaleinlösung zugesetzt wurden. An die Elektroden ist eine Gleichspannung von etwa 6 Volt zu legen.*
Beobachte die Elektroden!

Die Vorgänge bei diesem Versuch lassen sich folgendermaßen erklären:
In der Lösung befinden sich die Ionen des vollständig dissoziierten Natriumchlorids und die des schwach dissoziierten Wassers:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^- ;$$
$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^- .$$

Beim Anlegen der Gleichspannung wandern die Chloridionen und die Hydroxidionen zur Anode. Die Hydroxidionen geben ihre überzähligen Elektronen nur bei höherer Spannung ab. Sie bleiben deshalb in Lösung. Die Chloridionen werden entladen. Es entweicht Chlor.

$$\text{Anode:} \qquad 2\,Cl^- - 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl \qquad 2\,Cl \rightarrow Cl_2\uparrow .$$

Zur Katode wandern die Wasserstoff- und Natriumionen. Die Wasserstoffionen lassen sich leichter entladen als die Natriumionen. Es entweicht Wasserstoff.

$$\text{Katode:} \qquad 2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,H \qquad 2\,H \rightarrow H_2\uparrow .$$

In der Lösung verbleiben demnach Natrium- und Hydroxidionen, also die Ionen der Natronlauge. Der Überschuß an Hydroxidionen ergibt die basische Reaktion mit Phenolphthalein.

Zusammenfassend können wir diesen elektrochemischen Vorgang durch folgende Gleichung ausdrücken:

$$2\,NaCl + 2\,H_2O \xrightarrow{\text{Elektrolyse}} 2\,NaOH + Cl_2\uparrow + H_2\uparrow .$$

Für die technische Anwendung ist diese Form der Elektrolyse nicht günstig, weil die hierbei entstehende Natronlauge durch Natriumchloridlösung verunreinigt ist. Chemisch reine Natronlauge kann mit dem **Quecksilberverfahren** erzeugt werden. Die Katode besteht bei diesem Verfahren aus Quecksilber. Es hat die Eigenschaft, seine Ladung leichter an Natrium als an Wasserstoff abzugeben und mit metallischem Natrium eine Legierung, das **Natriumamalgam,** zu bilden. Diese Legierung kann, getrennt von der Natriumchloridlösung, in einem zweiten Gefäß unter Natronlaugebildung zersetzt werden.

Versuch 94: *Wir benutzen die Apparatur von Versuch 84. In das Becherglas wird ein kleiner, mit Quecksilber gefüllter Porzellantiegel als Katode gesetzt. In das Quecksilber taucht ein starker Eisendraht, über den ein Glasrohr geschoben ist, damit er später nicht mit der Kochsalzlösung in Berührung kommt. Als Anode dient wieder ein Graphitstab. Das Becherglas wird mit einer verdünnten Natriumchloridlösung, der Phenolphthaleinlösung zugesetzt wurde, beschickt (Abb. 175). Wir legen eine Spannung von 10 Volt an.*

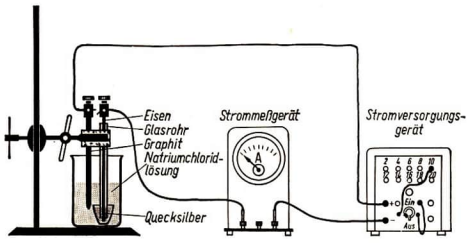


Abb. 175 Elektrolyse von Natriumchloridlösung mit Quecksilberkatode

Beobachte die Katode!
Erst nach längerer Zeit ist eine Rotfärbung an der Katode zu erkennen. Dann wird abgeschaltet und der Tiegel vorsichtig aus dem Becherglas genommen. Das Quecksilber geben wir nach Abgießen der Kochsalzlösung in ein Reagenzglas und schütteln es mit destilliertem Wasser, dem Phenolphthaleinlösung zugesetzt wurde.
Was beobachtest du?

b) Technische Durchführung. In der chemischen Industrie wird das Quecksilberverfahren meist in wannenförmigen **Elektrolysezellen** durchgeführt (Abb. 176), auf deren Boden sich eine wenige Millimeter starke Quecksilberschicht befindet. Sie ist mit dem negativen Pol der Spannungsquelle verbunden. Darüber sind Graphitelektroden als Anoden angebracht, die in die Natriumchloridlösung eintauchen. Beim Stromdurchgang scheidet sich das Natrium unter Amalgambildung auf dem Boden der Zelle ab. Das entstehende Chlor wird abgeführt. Durch eine schwache Neigung der Wanne läuft das Natriumamalgam in den **Zersetzer,** ein langgestrecktes, wannenartiges Gefäß. Dort läßt man es mit reinem Wasser im **Gegenstrom** reagieren. Aus dem Zersetzer fließt eine etwa 40%ige, reine Natronlauge. Das Quecksilber wird durch eine Pumpe wieder in die Elektrolysezelle zurückgeführt. Abbildung 177 gibt einen schematischen Überblick über eine Anlage zur Herstellung von Natronlauge nach dem Quecksilberverfahren.

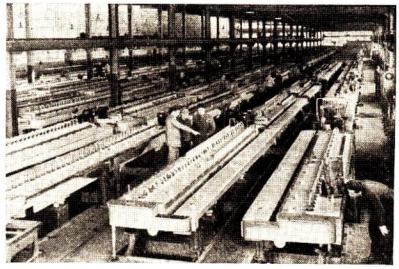


Abb. 176 Elektrolysezellen zur Natriumchloridelektrolyse im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld

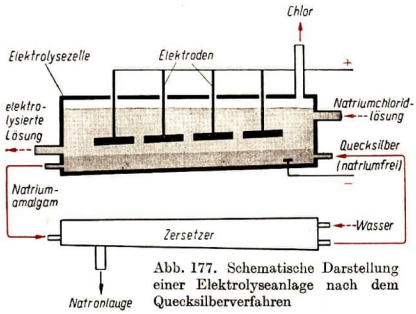


Abb. 177. Schematische Darstellung einer Elektrolyseanlage nach dem Quecksilberverfahren

c) Wirtschaftliche Bedeutung von Ätznatron. Ätznatron gehört zu den wichtigsten Grundchemikalien für viele Produktionszweige. Große Mengen benötigt die Waschmittelindustrie. Ferner wird Ätznatron zur Herstellung von Zellulose aus Holz und

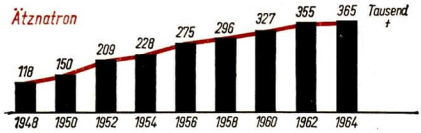


Abb. 178 Entwicklung der Ätznatronerzeugung in der Deutschen Demokratischen Republik

zur Erzeugung von Textilfasern (z. B. Viskosekunstseide und Viskosefaser) gebraucht. Natronlauge dient auch zur Reinigung von Fetten und Mineralölen. Natriumhydroxid ist schließlich zur Herstellung einer Reihe von Chemikalien nötig.

Ätznatron wird in der Deutschen Demokratischen Republik vor allem im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld und im VEB Chemische Werke Buna, Schkopau, erzeugt. Außerdem wird im VEB Chemiewerk Nünchritz eine nach den neuesten technischen und ökonomischen Gesichtspunkten konstruierte Elektrolyseanlage für das Quecksilberverfahren erbaut. Diese Anlage wird die modernste und größte ihrer Art in unserer Republik sein. Unsere Ätznatronerzeugung konnte in den vergangenen Jahren beträchtlich gesteigert werden. Sie betrug 1964 mit 365000 t bereits mehr als das Doppelte der des Jahres 1950 (Abb. 178).

2. Elektrolytische Raffination von Rohkupfer. Rohkupfer wird aus den Kupfererzen durch chemische Reaktionen, vor allem durch Röst- und Reduktionsvorgänge, erzeugt. Ähnliche Vorgänge haben wir bereits bei der Herstellung des Eisens kennengelernt. Rohkupfer hat einen Kupfergehalt von 97 bis 99%. Es enthält noch Verunreinigungen, die im wesentlichen aus Eisen, Nickel, Kobalt, Blei, Zink, Zinn, Antimon, Wismut und anderen Schwermetallen bestehen. Außerdem können noch Edelmetalle enthalten sein. Die Verunreinigungen des Rohkupfers beeinflussen die Eigenschaften des Metalls ungünstig und müssen vor seiner Verarbeitung 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. Für bestimmte Anwendungsgebiete des Kupfers in der Industrie genügt bereits eine Raffination (Reinigung) des Rohkupfers durch eine erneute Schmelze, mit der eine Oxydation und Verschlackung der Verunreinigungen erreicht wird. Das durch **Oxydationsschmelze** raffinierte Kupfer hat einen Reinheitsgrad von 99,0 bis 99,6%. In einigen Industriezweigen, besonders in der Elektroindustrie und in der Wärmetechnik, wird Kupfer mit einem noch höheren Reinheitsgrad benötigt. Ein derart reines Produkt kann nur durch eine **elektrochemische Raffination** erzeugt werden. Außerdem ermöglicht dieses Verfahren die Gewinnung der enthaltenen Edelmetalle.

a) Chemische Grundlagen. Wir wollen zunächst durch einige Versuche die chemischen Vorgänge bei der elektrolytischen Kupferraffination kennenlernen:

> **Versuch 95:** *Wir verwenden das Elektrolysegerät von Versuch 83, wobei wir als Anode einen Kupferstab benutzen, und füllen es so weit mit verdünnter Schwefelsäure, bis die Elektroden zur Hälfte in den Elektrolyten eintauchen. Die Graphitelektrode verbinden wir mit dem negativen, das Kupferblech mit dem positiven Pol einer Gleichspannungsquelle von etwa 8 bis 10 Volt.*
> *Beobachte die Reaktionen an den Elektroden!*
> *Achte auf die Farbe des Elektrolyten!*

An den Elektroden entwickeln sich zunächst Gasblasen. An der Katode entsteht Wasserstoff und an der Anode Sauerstoff. Später sind an der Anode blaue Schlieren sichtbar, die nach unten sinken und allmählich die ganze Lösung blau färben. Nach einiger Zeit unterbrechen wir die Stromzuführung, bauen die Elektroden aus, spülen sie vorsichtig mit Wasser ab und betrachten sie. Wir erkennen 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. Während des Stromflusses gehen somit von der Anode ständig Kupferionen in die Lösung, die zur Katode wandern, dort entladen und abgeschieden werden.

b) Technische Durchführung. Die elektrolytische Raffination des Kupfers wird in großen, mit Blei ausgekleideten **Zellen** durchgeführt (Abb. 179 und 180). Als Elektrolytbad verwendet man mit Schwefelsäure angesäuerte Kupfer(II)-sulfatlösung. In dieses Bad werden etwa 25 Katoden aus dünnem Reinkupferblech und die gleiche Anzahl 2 bis 4 cm starke Rohkupferanoden gehängt. Alle Katoden und alle Anoden sind parallel geschaltet. Die Betriebsspannung beträgt 0,2 bis 0,4 Volt. Bei Stromdurchgang durch eine solche Zelle geht das Rohkupfer der Anoden in Lösung. Reinkupfer scheidet sich an der Katode ab und wird nach Beendigung der Reaktion abgenommen (Abb. 181).

Die Edelmetalle Gold, Silber und Platin bleiben bei diesem Vorgang ungelöst und sinken als **Anodenschlamm** auf den Boden des Bades. Die unedlen Metalle, wie Blei, Zink, Nickel und Eisen, gehen mit dem Kupfer in Lösung, scheiden sich jedoch nicht an der Katode ab. Im allgemeinen dauert die Elektrolyse einer Zelle etwa 3 Wochen, bis die Anodenplatten erneuert werden müssen.

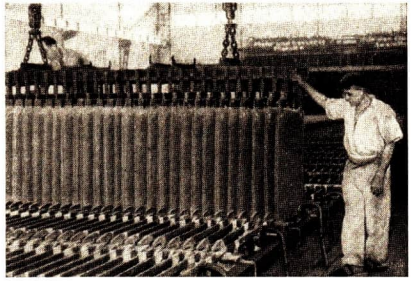


Abb. 179 Kupferelektrolysezelle im VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck"

Das **Elektrolytkupfer** wird nochmals geschmolzen und in Barren gegossen, da die Kupferabscheidungen an der Katode porös und dadurch brüchig sind. Elektrolytkupfer hat einen Kupfergehalt von 99,97 %. Mit diesem Reinheitsgrad genügt es bei der industriellen Verwendung auch den höchsten Ansprüchen.

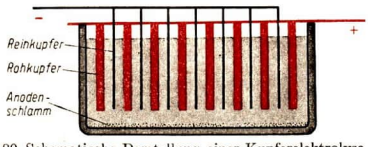


Abb. 180 Schematische Darstellung einer Kupferelektrolysezelle

Als wichtiges Nebenprodukt fällt der Anoden-

schlamm an. Aus ihm werden die Edelmetalle Gold und Silber in beträchtlichen Mengen gewonnen. Er enthält außerdem noch andere, zum Teil seltene Stoffe und wird damit zu einem wertvollen Ausgangsprodukt für weitere Produktionszweige. Die elektrolytische Kupferraffination wird in unserer Republik vor allem im VEB Mansfeld Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck" durchgeführt. Auch die Reinigung einer Reihe anderer Metalle erfolgt in ähnlicher Weise durch elektrolytische Verfahren.

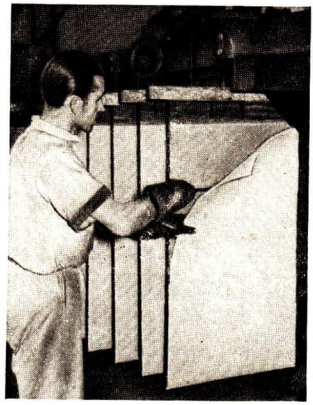


Abb. 181 Abtrennen der Elektrolytkupferhaut von den Katoden

3. Aluminiumerzeugung. Einige unedle Metalle, wie Natrium, Magnesium und Aluminium, werden auf elektrolytischem Wege hergestellt. Allerdings kann dabei nicht in wäßriger Lösung gearbeitet werden. Untersuchungen haben jedoch ergeben, daß Elektrolyte auch in geschmolzenem Zustand in Ionen dissoziieren, die an Elektroden abgeschieden werden können. Diese Art der Elektrolyse bezeichnet man als **Schmelzflußelektrolyse.** Als Beispiel dafür wollen wir die technische Erzeugung von Aluminium kennenlernen.

a) Chemische Grundlagen. Ausgangsmaterial ist vor allem das Mineral **Bauxit.** Bauxit enthält etwa 60% Aluminiumoxid Al_2O_3. Ferner dienen auch aluminiumhaltige Tone als Rohstoff für die Aluminiumerzeugung. In umfangreichen Aufbereitungsverfahren werden die Verunreinigungen aus den Rohstoffen entfernt, um möglichst reines Aluminiumoxid zu erhalten. Das Aluminiumoxid kann dann der Schmelzflußelektrolyse unterworfen werden. Da die Schmelztemperatur des Aluminiumoxids sehr hoch liegt (2046 °C), wird es zunächst in einem Salz gelöst, dessen Schmelztemperatur niedriger liegt. Hierzu wird das Mineral **Kryolith,** eine fluorhaltige Verbindung mit der Formel Na_3AlF_6, verwendet. Aluminiumoxid dissoziiert in der Schmelze:

$$Al_2O_3 \rightarrow 2\,Al^{3+} + 3\,O^{2-}.$$

Beim Stromdurchgang scheiden sich das Aluminium an der Katode, der Sauerstoff an der Anode ab:

Katode	Anode
$Al^{3+} + 3\,e^- \rightarrow Al;$	$O^{2-} - 2\,e^- \rightarrow O$
	Sauerstoff reagiert sofort mit dem Anodenmaterial zu Kohlendioxid.

b) Technische Durchführung. Die Elektrolysezellen sind große eiserne Zellen, die mit Graphit beziehungsweise mit einem Teer-Koks-Gemisch ausgestampft werden. Dieser Graphitboden bildet die Katode. Von oben ragen in die Zelle Graphitblöcke als

Anoden hinein (Abb. 182 und 183). Bei der Inbetriebnahme einer Aluminium-Elektrolysezelle wird zwischen den Elektroden zunächst ein Lichtbogen gezündet und der Kryolith eingeschmolzen. Dann trägt man das Aluminiumoxid in die Schmelze ein und senkt die Anoden in das Schmelzbad. Man arbeitet je nach Größe der Zelle mit einer Spannung von 5 bis 7 Volt und einer Stromstärke von 8000 bis 30 000 Ampere. Die Wärme, die bei dem Vorgang frei wird, reicht aus, um die Schmelze flüssig zu erhalten. Das flüssige Aluminium sammelt sich am Boden des Gefäßes und wird **periodisch** abgesaugt.

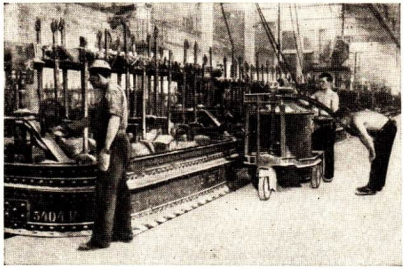


Abb. 182 Aluminium-Elektrolysezelle im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld

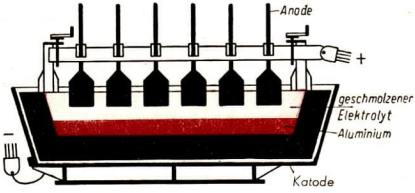


Abb. 183 Schematische Darstellung einer Aluminium-Elektrolysezelle

Aluminium wird in der Deutschen Demokratischen Republik im VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld hergestellt. Der ständig steigende Bedarf an dem wichtigen Werkstoff Aluminium in unserer Republik machte den weiteren Ausbau unserer Aluminiumindustrie notwendig. So entstand in Lauta ein neues Aluminiumhüttenwerk, dessen erste Ausbaustufe 1964 in Betrieb genommen wurde.

Wiederholungsfragen und Aufgaben:

1. *Erläutere die Elektrizitätsleitung in metallischen Leitern!*
2. *Unterscheide Elektrolyte und Nichtelektrolyte! Nenne Beispiele!*
3. *Was versteht man unter Elektrolyse?*
4. *Erläutere an Beispielen die Theorie der elektrolytischen Dissoziation!*
5. *Erläutere Entstehung und Eigenschaften der Ionen!*
6. *Was versteht man vom Standpunkt der Ionentheorie unter Hydroxiden, Säuren und Salzen?*
7. *Wodurch unterscheiden sich starke und schwache Basen?*
8. *Nenne starke und schwache Säuren und begründe ihr chemisches Verhalten!*

9. *Stelle die Ionengleichungen für folgende Reaktionen auf:*
   a) Neutralisation von Kalziumhydroxidlösung mit Salpetersäure,
   b) Neutralisation von Kaliumhydroxidlösung mit Schwefelsäure,
   c) Fällung von Silberbromid aus Kaliumbromidlösung!
10. *Erläutere den Vorgang der Hydrolyse an einem Beispiel!*
11. *Wie arbeitet das Quecksilberverfahren zur Erzeugung von Natronlauge?*
12. *Schildere die technische Herstellung von Aluminium aus Aluminiumoxid durch Schmelzflußelektrolyse!*
13. *Wieviel Natriumhydroxid kann theoretisch aus 100 kg Natriumchlorid erzeugt werden, wenn man annimmt, daß bei der Herstellung nach dem Quecksilberverfahren vollständige Umsetzung erfolgt?*
    Wieviel Kubikmeter Chlor fallen dabei an?
14. *Aluminium soll durch Schmelzflußelektrolyse hergestellt werden. Ausgangsmaterial ist Bauxit mit einem Gehalt von 57% Aluminiumoxid. Wieviel Aluminium könnte man aus einer Tonne Bauxit erzeugen, wenn bei dem Prozeß keine Verluste auftreten würden?*
    Bei der Reinigung des Bauxits gewinnt man jedoch nur etwa 60% des ursprünglich vorhandenen Aluminiumoxids in reiner Form für die Schmelzflußelektrolyse. Wieviel Aluminium kann dann aus einer Tonne Bauxit erzeugt werden?

Zusammenfassung des Jahresstoffes

In den nachfolgenden Abschnitten sind wichtige Elemente und ihre Verbindungen, Mineralien und Erze, die wichtigsten technischen Verfahren und Produkte unserer chemischen Industrie, die wir kennengelernt haben, zusammengefaßt.

1. Elemente und Verbindungen

Elemente	Oxide	Säuren	Salze
Kohlenstoff **C**	Kohlenmonoxid CO Kohlendioxid CO_2	Kohlensäure H_2CO_3	Karbonate: Metall | CO_3 Hydrogenkarbonate: Metall | HCO_3
Silizium **Si**	Siliziumdioxid SiO_2	Kieselsäure H_2SiO_3	Silikate: Metall | SiO_3
Fluor F_2		Flußsäure HF	Fluoride: Metall | F
Chlor Cl_2		Salzsäure HCl Chlorsäure $HClO_3$	Chloride: Metall | Cl Chlorate: Metall | ClO_3
Brom Br_2		Bromwasserstoffsäure HBr	Bromide: Metall | Br
Jod J_2		Jodwasserstoffsäure HJ	Jodide: Metall | J

2. Grundbegriffe und Grundgesetze

Atomgewicht — Das Atomgewicht ist die Zahl, die angibt, um wieviel größer die Masse eines Atoms eines Elementes als der sechzehnte Teil der Masse 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 Elements.

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

Molvolumen — Ein Mol aller Gase nimmt im Normzustand 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 der konstanten Proportionen — Die chemischen Elemente verbinden sich miteinander in bestimmten, festen Massenverhältnissen.

3. Nachweisreaktionen

	Reagens	Reaktionsmerkmal
Kohlendioxid	Kalkwasser $Ca(OH)_2$	Fällung: weißes Kalziumkarbonat $CaCO_3$
Chloridionen	Silbernitrat $AgNO_3$	Fällung: weißes Silberchlorid AgCl
Bromidionen	Silbernitrat $AgNO_3$	Fällung: gelblichweißes Silberbromid AgBr
Jodidionen	Silbernitrat $AgNO_3$	Fällung: blaßgelbes Silberjodid AgJ

Kalkstein $CaCO_3$

Gewinnung: im Tagebau durch Sprengen; Verladen mit Baggern.
Verwendung: Ausgangsstoff für die Erzeugung von Branntkalk, Zement, Kohlendioxid, Glas, Kalziumkarbid; Zuschlagstoff bei der Roheisen- und Stahlerzeugung; Düngemittel.

Kreide $CaCO_3$

Gewinnung: im Tagebau mit Baggern.
Verwendung: Anstrichfarbe, Kitte, Putzmittel.

Braunkohle

Gewinnung: Abbau im Tagebau, Abraumförderung mit Eimerkettenbaggern oder Schaufelradbaggern; Transport des Abraums in Abraumzügen oder auf Förderbändern über die Abraumförderbrücke; Kohlenabbau mit Baggern, Transport in Kohlenzügen oder auf Förderbändern.
Verwendung: Wichtiger Ausgangsstoff für die chemische Industrie; zur Herstellung von BHT-Koks, Heizgasen und Kohlenwertstoffen; Brennstoff für Kraftwerke, Industriebetriebe, Verkehr und Haushalte.

Steinkohle

Gewinnung: Abbau im Tiefbau durch Preßlufthammer, Schrämmaschine, Kohlenkombine oder Kohlenhobel; Transport auf Förderbändern und in Hunten.
Verwendung: Ausgangsstoff für die chemische Industrie; zur Herstellung von Steinkohlenkoks, Heizgasen und anderen Kohlenwertstoffen; Brennstoff für Industrie und Verkehr.

Quarzsand SiO_2

Verwendung: Ausgangsstoff für die Herstellung von Glas; zur Bereitung von Mörtel.

Magneteisenstein Fe_3O_4

Roteisenstein Fe_2O_3

Brauneisenstein $2\,Fe_2O_3 \cdot 3\,H_2O$

Spateisenstein $FeCO_3$

Gewinnung: im Tagebau oder im Tiefbau durch Sprengen; Verladen im Tagebau mit Baggern.
Verwendung: Ausgangsstoffe für die Erzeugung von Roheisen.

Kalisalze

Gewinnung: im Tiefbau durch Sprengen und nachfolgende Schrapperförderung; Transport in Förderwagen und Fördergefäßen. Anreichern an Kaliumchlorid durch Lösen, Dekantieren und Filtrieren.
Verwendung: Düngemittel, Ausgangsstoffe für die Herstellung anderer Kaliumverbindungen und die Gewinnung von Brom.

Steinsalz NaCl

Gewinnung: Abbau unter Tage durch Sprengen und nachfolgende Schrapperförderung oder Lösen und Emporpumpen der entstandenen Sole.
Verwendung: Ausgangsstoff für die Herstellung von Soda, Ätznatron, Chlor, Salzsäure und anderen Chemikalien für die Industrie; Zusatz zur Nahrung; Konservierungsmittel.

5. Wichtige chemisch-technische Verfahren

Erzeugung von Branntkalk

Ausgangsstoffe: Kalkstein, Koks, Luft.
Verfahren: Brennen des Kalksteins im Schachtofen bei etwa 1000 °C:

$$CaCO_3 \xrightarrow{1000\,^{\circ}C} CaO + CO_2\uparrow .$$

Hauptprodukt: Branntkalk.
Nebenprodukt: Kohlendioxid.

Erzeugung von Löschkalk

Ausgangsstoffe: Branntkalk, Wasser.
Verfahren: Reaktion von Branntkalk mit Wasser unter Wärmeabgabe:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 .$$

Hauptprodukt: Löschkalk.

Erzeugung von Portlandzement

Ausgangsstoffe: Kalkstein, Ton.
Verfahren: Brennen der aufbereiteten Ausgangsstoffe im Drehrohrofen bei 1400 bis 1500 °C zu Klinkern. Mahlen der Klinker unter Zusatz von Gips.
Hauptprodukt: Portlandzement.

Verkokung der Steinkohle

Ausgangsstoff: Steinkohle.
Verfahren: Erhitzen der aufbereiteten Steinkohle unter Luftabschluß im Kammerofen bei 1100 °C (Gaswerk, Kokerei).
Hauptprodukte: Steinkohlengas, Steinkohlenkoks.
Nebenprodukte: Teer, Ammoniak, Schwefelverbindungen, Benzol, Naphthalin.

Verkokung der Braunkohle

Ausgangsstoff: Feinstkornbriketts aus asche- und schwefelarmer Braunkohle.
Verfahren: Erhitzen der Feinstkornbriketts unter Luftabschluß im Kammerofen bei 1000 °C.
Hauptprodukt: BHT-Koks.
Nebenprodukte: Braunkohlengas, Teer, Teeröle.

Erzeugung von Generatorgas

Ausgangsstoffe: Luft und Koks, Braunkohle oder gasarme Steinkohle.

Verfahren: Vergasung der Brennstoffe im Generator. Luft wird durch den glühenden Brennstoff geblasen:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
$$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO\,.$$

Hauptprodukt: Generatorgas.

Erzeugung von Wassergas

Ausgangsstoffe: Braunkohle oder Koks, Wasser, Sauerstoff.
Verfahren: Vergasung der Kohle im WINKLER-Generator. Wasserdampf (zusammen mit etwas Sauerstoff) reagiert mit dem glühenden Brennstoff:

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2\,.$$

Hauptprodukt: Wassergas.

Erzeugung von Natrium-Kalzium-Glas

Ausgangsstoffe: Sand, Soda, Kalkstein, Scherbenglas.
Verfahren: Zusammenschmelzen der zerkleinerten und im bestimmten Masseverhältnis gemischten Ausgangsstoffe im Hafenofen oder Wannenofen.
Hauptprodukt: Natrium-Kalzium-Glas.

Erzeugung von Roheisen

Ausgangsstoffe: Möller (Erz und Zuschläge), Koks, Luft.
Verfahren: Reduktion der Eisenoxide durch Kohlenmonoxid und Kohlenstoff im Hochofen, Niederschachtofen oder im Drehrohrofen (Rennverfahren).
Hauptprodukt: Roheisen.
Nebenprodukte: Schlacke, Gichtgas.

Windfrischen im THOMAS-Konverter

Ausgangsstoffe: flüssiges Roheisen, Luft, Zuschlag (Branntkalk).
Verfahren: Frischen des Roheisens im THOMAS-Konverter mit Hilfe von Wind.
Hauptprodukt: THOMAS-Stahl.
Nebenprodukt: THOMAS-Schlacke.

Herdfrischen im SIEMENS-MARTIN-Ofen

Ausgangsstoffe: Roheisen, Schrott, Zuschlag (Kalkstein oder Branntkalk).
Verfahren: Frischen des Roheisens im SIEMENS-MARTIN-Ofen durch chemisch gebundenen Sauerstoff.
Hauptprodukt: SIEMENS-MARTIN-Stahl.
Nebenprodukt: SIEMENS-MARTIN-Schlacke.

Elektrostahlverfahren

Ausgangsstoffe: Roheisen, Schrott, Zuschläge, Stahlveredler.
Verfahren: Frischen des Roheisens im Lichtbogenofen.
Hauptprodukte: Qualitäts- und Edelstähle.

Kalisalz-Aufbereitung

Ausgangsstoffe: Kalisalze, kalt gesättigte Salzlösung.
Verfahren: Trennung der Salze auf Grund ihrer unterschiedlichen Löslichkeit.
Hauptprodukt: Kaliumchlorid.
Nebenprodukte: Magnesiumchlorid, Magnesiumsulfat, Natriumchlorid, Brom, Kaliumverbindungen.

Natriumchlorid-elektrolyse (Quecksilberverfahren)

Ausgangsstoff: Natriumchloridlösung.
Verfahren: Elektrolytische Zersetzung des Ausgangsstoffes in der Elektrolysezelle (Graphitanode, Quecksilberkatode).
Hauptprodukte: Natronlauge, Chlor.

Elektrolytische Kupferraffination

Ausgangsstoff: Rohkupfer.
Verfahren: Elektrolytische Abscheidung von Reinkupfer an der Katode in Kupfer(II)-sulfatlösung als Elektrolytbad.
Hauptprodukt: Elektrolytkupfer.
Nebenprodukt: Anodenschlamm.

Aluminium-erzeugung durch Schmelzfluß-elektrolyse

Ausgangsstoffe: Aluminiumoxid, Kryolith.
Verfahren: Elektrolytische Zersetzung von Aluminiumoxid in einer Kryolithschmelze.
Hauptprodukt: Aluminium.

6. Wichtige Industrieprodukte

a) Grundchemikalien

Branntkalk

Kalziumoxid CaO
Verwendung: Zuschlagstoff bei der Stahlerzeugung, Hilfsstoff für die Sodaerzeugung, Düngemittel, Ausgangsstoff für die Herstellung von Kalziumkarbid.

Löschkalk (Kalkhydrat)

Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$
Verwendung: Bereitung von Mörtel, Hilfsstoff bei der Zuckergewinnung.

Soda

Natriumkarbonat Na_2CO_3
Verwendung: Ausgangsstoff für die Seifenherstellung, Glasherstellung, Herstellung von Natriumverbindungen und Düngemitteln (Natronsalpeter).

Pottasche

Kaliumkarbonat K_2CO_3
Verwendung: Ausgangsstoff für die Herstellung von Schmierseife und Glas.

Ätznatron

Festes Natriumhydroxid NaOH
Verwendung: Ausgangsstoff für die Herstellung von Waschmitteln und Chemikalien, Hilfsstoff zur Zellstoffherstellung und zur Reinigung von Fetten und Mineralölen.

Chlor

Verwendung: Ausgangsstoff für die Herstellung von Plasten, Farbstoffen, Arzneimitteln, Schädlingsbekämpfungsmitteln; Desinfektions- und Bleichmittel.

Brom

Verwendung: Ausgangsstoff für die Herstellung von Arzneimitteln, fotografischen Filmen, Platten und Papieren.

Kaliumchlorid

Wichtiges Salz in unseren Salzlagerstätten. Formel KCl.
Verwendung: Herstellung von Kaliumhydroxid, Kaliumkarbonat, Explosivstoffen, Düngemitteln.

b) Düngemittel

Thomasphosphat

Kalkhaltiges Phosphordüngemittel.
Verwendung: als langsam und anhaltend wirkender Grunddünger, besonders für kalkarme Böden und kalkliebende Pflanzen.

Kalkdünger

Kalksteinmehl $CaCO_3$, Branntkalk CaO, Kalkhydrat $Ca(OH)_2$.
Verwendung: zur Bodenlockerung, Bindung von Bodensäuren und zur Erhöhung der Widerstandsfähigkeit der Kulturpflanzen gegenüber Krankheiten.

Kainit

Kali-Rohsalz mit niedrigem Gehalt an Kaliumchlorid KCl.
Verwendung: zur Düngung von Grünland geeignet.

Hederichkainit

Feingemahlener Kainit.
Verwendung: als Unkrautbekämpfungsmittel und Kalidüngemittel in Getreidekulturen.

Kalidüngesalze

Düngemittel mit hohen Anteilen an Kaliumchlorid.
Verwendung: als für alle Böden geeignete Kalidüngemittel.

Emgekali

Mischdünger aus Kaliumchlorid KCl, Magnesiumsulfat $MgSO_4$ und anderen Bestandteilen.
Verwendung: besonders für magnesiumarme Böden geeignet.

Magnakali

Mischdünger mit verschiedenen für die Pflanzen wichtigen Grundstoffen.
Verwendung: besonders für magnesiumarme Böden geeignet.

c) Baumaterialien

Kalkmörtel

Gemisch von Löschkalk, Sand und Wasser.
Verwendung: als Bindemittel zum Mauern; zum Putzen.

Zementmörtel

Gemisch von Zement, Sand und Wasser.
Verwendung: als Bindemittel zum Mauern; zur Herstellung von Bauteilen.

Beton

Gemisch von Zement, Kies (oder Schotter) und Wasser.
Verwendung: zur Errichtung von Bauten durch Gießen oder Stampfen in Verschalungen; zur Herstellung von Bauteilen.

Hochofenschlacke

Silikatgemisch.
Verwendung: zur Herstellung von Zement, Schotter, Isolierstoffen, Schlackensand und Schlackenbausteinen.

Glas

Mischsilikat.
Verwendung: zur Herstellung von Geräten für Haushalt, Gewerbe, Labor und Industrie, von Fensterglas, Isolierstoffen, unbrennbaren Geweben und glasfaserverstärkten Plasten.

d) Metalle

Roheisen

Eisen-Kohlenstoff-Legierung mit einem Kohlenstoffgehalt von etwa 4% (graues oder weißes Roheisen).
Verwendung: als Gußeisen zur Herstellung von wenig beanspruchten Maschinenteilen und Geräten (graues Roheisen); als Ausgangsstoff für die Herstellung von Stahl (weißes Roheisen).

Kohlenstoffstähle

Eisen-Kohlenstoff-Legierungen mit einem Kohlenstoffgehalt bis 1,7%.
Verwendung: zur Herstellung von Stahlerzeugnissen durch Gießen, Walzen, Ziehen und Schmieden.

Legierte Stähle

Eisen-Kohlenstoff-Legierungen mit Zusätzen von Mangan, Chrom, Nickel, Wolfram und anderen Elementen.
Verwendung: als Edelstähle zur Herstellung von Stahlerzeugnissen durch Gießen, Walzen, Ziehen und Schmieden.

Aluminium

Verwendung: als Leitermetall für die Elektroindustrie; zur Herstellung von Haushaltgeräten; als Folie für Verpackungszwecke; zum aluminothermischen Schweißen; zum Behälterbau; als Legierungsmetall.

Messing

Legierung aus 54 bis 90% Kupfer und 46 bis 10% Zink.
Verwendung: zur Herstellung von feinmechanischen und elektrischen Geräten, Armaturen, Schrauben und Blechen.

Bronze

Legierung aus 70 bis 96% Kupfer und 30 bis 4% Zinn.
Verwendung: zur Herstellung von Lagerschalen, Armaturen und Blechen.

Rotguß

Legierung aus 86% Kupfer, 4% Zink und 10% Zinn.
Verwendung: zur Herstellung von Maschinenteilen.

Lötzinn

Legierung aus 25 bis 50% Zinn und 75 bis 50% Blei.
Verwendung: Weichlot zur Verbindung von Metallteilen.

7. Wichtige Großbetriebe der Deutschen Demokratischen Republik

Zement	VEB Zementwerk Karsdorf (Unstrut), VEB Kalk-, Zement- und Betonwerke Rüdersdorf, VEB Hüttenzementwerk Ost, Eisenhüttenstadt, VEB Zementwerk Nienburg (Saale).
Produkte der Kohleveredlung	VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer, VEB Kombinat „Otto Grotewohl" Böhlen, VEB Kombinat Espenhain, VEB Leuna-Werke „Walter Ulbricht", VEB Steinkohlenwerk „Karl Marx", Zwickau, VEB Chemische Werke Buna, Schkopau, VEB Kombinat „Schwarze Pumpe".
Glas	VEB Jenaer Glaswerk Schott & Gen., VEB Glaswerke Ilmenau, VEB Oberlausitzer Glaswerke Weißwasser, VEB Guß- und Farbenglaswerke Pirna, VEB Glaswerk Freital, VEB Spezialglaswerk „Einheit", Weißwasser, VEB Glaswerke Lauscha, VEB Glaswerk Stralau, Berlin.
Roheisen und Stahl	VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt, VEB Bergbau- und Hüttenkombinat Calbe/Saale, VEB Maxhütte Unterwellenborn, VEB Stahl- und Walzwerk Brandenburg, VEB Stahl- und Walzwerk Gröditz, VEB Stahl- und Walzwerk „Wilhelm Florin", Hennigsdorf, VEB Stahl- und Walzwerk Riesa, VEB Edelstahlwerk „8. Mai 1945" Freital, VEB Eisen- und Hüttenwerk Thale.
Steinsalz und Kalisalze	VEB Kalikombinat „Werra", Merkers (Rhön), VEB Kaliwerk Staßfurt, VEB Kaliwerk „Karl Liebknecht", Bleicherode (Harz), VEB Kaliwerk „Glückauf", Sondershausen (Thüringen).
Chlorverbindungen und Ätznatron	VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld, VEB Chemische Werke Buna Schkopau, VEB Chemiewerk Nünchritz.
Soda	VEB Sodawerke „Karl Marx", Bernburg, VEB Sodawerke Staßfurt.

Schülerversuche

Versuch S 1: Adsorption von Farbstoffen und Geruchsstoffen durch Aktivkohle

Aktivkohlepulver, fauliges Wasser (z. B. aus einer Blumenvase).
4 Reagenzgläser mit passenden Gummistopfen, Trichter, Rundfilter, Spatel, Reagenzglasständer.

Wir stellen eine sehr verdünnte Tintenlösung her, die nur schwach blau gefärbt ist, und füllen damit ein Reagenzglas etwa zur Hälfte. In das zweite Reagenzglas gießen wir etwa die gleiche Menge fauliges, übelriechendes Wasser. Dann schütten wir je einen gehäuften Löffel Aktivkohlepulver in die beiden Gläser, verschließen sie mit Gummistopfen und schütteln einige Minuten kräftig durch. Wir filtrieren vom Kohlepulver in saubere Reagenzgläser ab.
Stelle Farbe und Geruch der Filtrate fest und erkläre deine Beobachtungen!

Versuch S 2: Darstellung von Kohlendioxid und Untersuchung seiner Eigenschaften

Holzkohle (etwa 1 cm lang), Wasserstoffperoxid (3%ig), Braunstein, Lackmuslösung, Kalkwasser, kleine Kerze, destilliertes Wasser.
Großes Reagenzglas mit seitlichem Ansatzrohr (etwa 100 ml), durchbohrter Gummistopfen mit kleinem Tropftrichter, gebogenes Glasrohr mit langem Schenkel, Stehkolben (200 ml) mit Stopfen, kleines Becherglas, Draht.

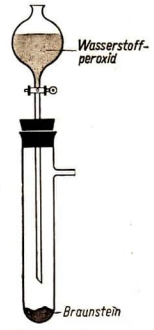


Abb. 184 Darstellung von Sauerstoff aus Wasserstoffperoxid

a) Wir befestigen die Holzkohle mit Hilfe eines Drahtes an dem Stopfen des Kolbens. Dann stellen wir Sauerstoff aus Wasserstoffperoxid her, das wir auf Braunstein tropfen lassen (Abb. 184), und füllen damit den Kolben durch Luftverdrängung. Danach erhitzen wir die Holzkohle zum Glühen und tauchen sie in den Kolben ein.
Was beobachtest du? Welche Farbe hat das entstandene Kohlendioxid?

b) Nach Beendigung der Reaktion gießen wir etwas von dem Kohlendioxid in ein kleines Becherglas, in dem eine kleine Kerze brennt. Der Kolben wird danach wieder verschlossen.
Was beobachtest du?

c) Wir entfernen den Kerzenstumpf mit Hilfe eines Drahtes und schwenken das Becherglas mit 1 bis 2 ml Kalkwasser aus.
Beschreibe deine Beobachtungen und stelle die Gleichung für die abgelaufene Reaktion auf!

d) In den Kolben gießen wir etwa 5 ml destilliertes Wasser, schütteln um und geben einige Tropfen Lackmuslösung dazu.
Welche Farbänderung beobachtest du? Stelle die Gleichung für die Umsetzung von Kohlendioxid mit Wasser auf!

Versuch S 3: Zersetzung von Karbonaten durch Säuren

Soda, Kalkstein, verdünnte Salzsäure, Kalkwasser.
2 Reagenzgläser, Gummistopfen mit doppelt rechtwinklig gebogenem Gasableitungsrohr, Spatel, Glasstab.

a) Wir füllen ein Reagenzglas zu etwa einem Drittel mit Kalkwasser und geben in das zweite eine Spatelspitze Soda. Danach führen wir das Gasableitungsrohr mit seinem kürzeren Schenkel durch den durchbohrten Stopfen, geben etwa 2 ml Salzsäure zu der Soda und verschließen das Reagenzglas schnell mit dem Stopfen. Den längeren Schenkel des Gasableitungsrohres tauchen wir in das Kalkwasser ein.
Stelle die beobachtete Reaktion in einer Gleichung dar!

b) Wir tauchen einen Glasstab in verdünnte Salzsäure ein und betupfen damit ein Stück Kalkstein.
Fasse deine Beobachtungen in einer Gleichung zusammen!

Versuch S 4: Zersetzung von Karbonaten durch Erhitzen

Magnesiumkarbonat, Kalziumkarbonat, Soda.
2 Reagenzgläser, Gasableitungsrohr, durchbohrter Gummistopfen, Stativ mit Klemme und Muffe, Reagenzglasständer, Brenner.

a) Wir füllen das eine Reagenzglas etwa 2 cm hoch mit Magnesiumkarbonat und setzen den Gummistopfen auf, durch den ein gebogenes Gasableitungsrohr führt. Das Reagenzglas spannen wir schräg in ein Stativ ein (Abb. 185). Das zweite Reagenzglas füllen wir etwa zur Hälfte mit klarem Kalkwasser und lassen das Ende des Gasableitungsrohres darin eintauchen. Das Reagenzglas mit dem Magnesiumkarbonat wird einige Minuten kräftig erhitzt. Bevor der Brenner entfernt wird, ziehen wir das Gasableitungsrohr aus dem Kalkwasser heraus.
Wie verändert sich das Kalkwasser während des Versuchs?
Was muß also mit dem Magnesiumkarbonat vor sich gegangen sein? Fasse die beiden Prozesse in Gleichungen zusammen!

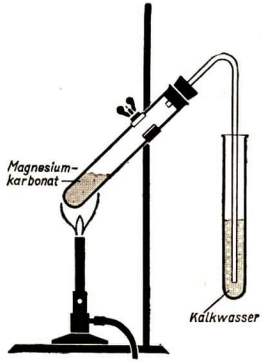


Abb. 185 Zersetzung von Magnesiumkarbonat durch Erhitzen

b) Der gleiche Versuch wird mit Kalziumkarbonat und

c) mit Natriumkarbonat durchgeführt.
Wie unterscheidet sich das Ergebnis des Teilversuchs c) von denen der beiden anderen Teilversuche?

Versuch S 5: Herstellung von Löschkalk und Mörtel, Abbinden des Mörtels

Branntkalk, Wasser, Sand.
Abdampfschale, Reagenzglas, Spatel, Glasstab.

Wir füllen einenSpatellöffel Branntkalk in die Abdampfschale und geben aus dem Reagenzglas tropfenweise Wasser dazu, bis ein dünner Brei entsteht.
Was stellst du fest, wenn du die Schale auf die Hand stellst?
Dann geben wir etwa die dreifache Menge Sand hinzu und verrühren mit dem Glasstab. Aus diesem Mörtel formen wir kleine Quader, die die einzelnen Arbeitsgruppen

in ein größeres geschlossenes Gefäß geben. Dann wird Kohlendioxid in das Gefäß eingeleitet.
Was stellst du nach einigen Tagen fest? Stelle die Gleichung für den abgelaufenen chemischen Prozeß auf!

Versuch S 6: Herstellung von Kalziumhydrogenkarbonat

Kalkwasser.
Reagenzglas, stumpfwinklig gebogenes Glasrohr, Reagenzglashalter, Brenner.

a) Wir füllen ein Reagenzglas zu etwa einem Drittel mit klarem Kalkwasser und blasen mit Hilfe des Glasrohres ausgeatmete Luft hindurch, bis sich ein weißer Niederschlag bildet (Abb. 186).
Welcher Stoff ist entstanden?
Was beobachtest du beim weiteren Einleiten von ausgeatmeter Luft? Erkläre deine Beobachtung mit Hilfe einer Gleichung!

b) Die entstandene klare Lösung wird vorsichtig erhitzt.
Was stellst du dabei fest? Stelle den abgelaufenen chemischen Vorgang in einer Gleichung dar!

c) *Vergleiche die beiden Reaktionen, für die du die Gleichungen aufgestellt hast!*



Abb. 186 Versuchsanordnung zum Einblasen von Luft in Kalkwasser

Versuch S 7: Einwirkung von Seifenlösung auf weiches und hartes Wasser und Enthärtung durch Soda

Destilliertes Wasser, Kalkwasser, Seifenlösung (1 g Seife gelöst in einem Gemisch von 50 ml destilliertem Wasser und 50 ml Alkohol), Sodalösung (10%ig).
3 Reagenzgläser mit Gummistopfen, Spatel.

a) Wir füllen die Reagenzgläser je zur Hälfte mit destilliertem Wasser, Leitungswasser und verdünntem Kalkwasser (hartes Wasser) und geben je 1 ml Seifenlösung hinzu.
Was beobachtest du nach kräftigem Schütteln?

b) Wir füllen wiederum die drei Reagenzgläser je zur Hälfte mit destilliertem Wasser, Leitungswasser und verdünntem Kalkwasser und geben zu dem Leitungswasser und dem Kalkwasser je 2 ml Sodalösung. Nach längerem kräftigem Durchschütteln versetzen wir die drei Lösungen mit 1 ml Seifenlösung und schütteln.
Welche Unterschiede kannst du zum Teilversuch a) feststellen?

Versuch S 8: Verkokung von Braunkohle

Braunkohlenbrikettstückchen.
Reagenzglas mit Gummistopfen, rechtwinklig gebogenes Glasrohr mit Düse, Stativ oder Reagenzglashalter, Brenner.

Wir füllen das Reagenzglas etwa zur Hälfte mit zerkleinerten, etwa erbsengroßen Brikettstückchen und verschließen es mit einem Gummistopfen, in dem ein zur Düse ausgezogenes, rechtwinklig gebogenes Rohr steckt. Dann spannen wir das Glas waagerecht in ein Stativ ein (Abb. 187) oder halten es mit Hilfe eines Reagenzglas-

halters in der Waagerechten und erhitzen die Kohle. Nach einigen Minuten entzünden wir das aus der Düse ausströmende Gas mit einem Holzspan.

Welche drei Produkte kannst du bei dieser Verkokung beobachten?

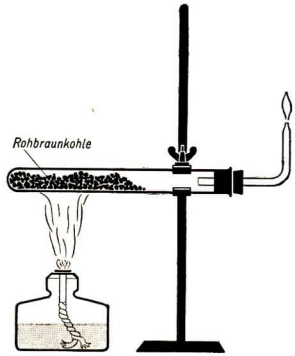


Abb. 187 Verkokung von Rohbraunkohle

Versuch S 9: Darstellung von Wassergas

Ausgeglühte Aktivkohle, Wasser. Reagenzglas mit Gummistopfen, Glasrohr mit Düse.

Wir geben in das Reagenzglas etwa 1 ml Wasser und füllen es dann zur Hälfte mit ausgeglühter A-Kohle. Ein Teil der Kohle nimmt das Wasser auf, so daß das Reagenzglas teils feuchte, teils trockene A-Kohle enthält. Dann verschließen wir das Glas mit dem Gummistopfen, in dem die Glasdüse steckt (Abb. 188). Wir erhitzen die trockene Kohle zum Glühen und entzünden das entweichende Wassergas an der Glasdüse.

Welche chemischen Vorgänge spielen sich bei diesem Versuch ab? Stelle die Gleichungen auf!

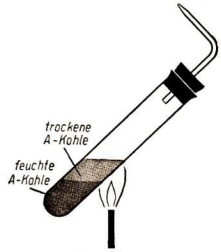


Abb. 188 Darstellung von Wassergas

Versuch S 10: Ausscheiden von Kieselsäure aus Wasserglaslösung

Konzentrierte Wasserglaslösung, verdünnte Salzsäure. Becherglas (100 ml), 2 Reagenzgläser, Glasrohr mit Gummischlauch (etwa 10 cm lang).

a) Wir füllen in das Becherglas etwa 5 cm hoch Wasserglaslösung ein und lassen aus etwa 20 cm Höhe verdünnte Salzsäure eintropfen.

Was beobachtest du dabei? Erkläre den chemischen Vorgang und stelle die Gleichung auf!

b) Wir blasen kohlendioxidhaltige Atemluft mit Hilfe eines Gummischlauches in die Wasserglaslösung.

Vergleiche deine Beobachtungen mit denen des Teilversuchs a)!

Vergleiche die Stärke der Kieselsäure mit der Stärke der Kohlensäure beziehungsweise der Salzsäure!

Versuch S 11: Wasserglas als Flammenschutzmittel für Holz und Gewebe

Stoffreste, Holzbrettchen oder Holzstäbe, Wasserglaslösung.
Brenner.

Wir tränken Stoffreste und Holzbrettchen mit Wasserglaslösung und hängen sie zum Trocknen auf. Nach einigen Tagen Trockenzeit halten wir präparierte und nichtpräparierte Gewebe und Hölzer in die Flamme.

Was beobachtest du dabei? Welche Bedeutung hat das Tränken mit Wasserglas?

Versuch S 12: Herstellung und Verwendung von Wasserglaskitt

Konzentrierte Wasserglaslösung, Magnesiumoxid oder Kalziumoxid, Glasscherben, Porzellanscherben.
Abdampfschale, Holzstab.

Wir füllen etwa 5 ml Wasserglaslösung in die Abdampfschale und rühren so viel Magnesiumoxid beziehungsweise Kalziumoxid ein, bis ein dicker Brei entsteht. Mit diesem Brei kitten wir Glas auf Glas oder Porzellan auf Porzellan.

Worauf beruht das Erhärten des Wasserglaskitts?

Nach dem Erhärten legen wir die gekitteten Stücke in warmes Wasser.

Was geschieht dabei?

Versuch S 13: Teilanalyse des Brauneisensteins und des Spateisensteins

Brauneisenstein (feinzerkleinert), Spateisenstein (feinzerkleinert), Kalkwasser.
2 Reagenzgläser, Reagenzglashalter, Brenner, Glasstab.

Wir geben Proben von fein zerkleinertem Brauneisenstein und Spateisenstein in je ein Reagenzglas. Dann erhitzen wir die Gläser, wobei wir sie fast waagerecht halten.

Beobachte den Rückstand vom Brauneisenstein am Boden des Reagenzglases, ferner die Abscheidung im kalten Teil des Reagenzglases!
Beobachte ebenso den Rückstand vom Spateisenstein im Reagenzglas! Welche Veränderung stellst du an einem klaren Kalkwassertropfen fest, den du mit Hilfe eines Glasstabes über die Mündung des Reagenzglases bringst?
Gib die Zusammensetzung dieser Eisenerze an!

Versuch S 14: Reduktion von Eisen(II)-oxid durch Kohlenstoff

Eisen(II)-oxid, 1 Stück Holzkohle.
Pipette, Tiegelzange, Lötrohr, Brenner, Magnet.

Auf der Holzkohle bohren wir durch Drehen eines Pfennigstückes eine flache Mulde aus und geben etwas Eisen(II)-oxid hinein. Das Oxid ist mit einem Tropfen Wasser anzufeuchten. Die Holzkohle wird mit der Tiegelzange gehalten. Mit dem Lötrohr blasen wir dann schwach von der Seite her Luft in die nichtrauschende Flamme des Brenners ein, so daß die entstehende Stichflamme auf das Eisen(II)-oxid gerichtet ist.

Beobachte nach dem Blasen den Rückstand in der Mulde! Prüfe ihn und das Eisen(II)-oxid mit dem Magneten!

Versuch S 15: Nachweis des Kohlenstoffs im grauen Roheisen

Feilspäne von grauem Roheisen, verdünnte Salzsäure.
Reagenzglas, Reagenzglasständer.

Geringe Mengen Feilspäne von grauem Roheisen werden in ein Reagenzglas gefüllt, das in einem Reagenzglasständer steht. Wir gießen 2 ml verdünnte Salzsäure hinzu.

Beobachte nach Aufhören der Gasentwicklung den Rückstand im Reagenzglas!

Versuch S 16: Härten, Anlassen und Glühen des Stahls

Gebrauchte Rasierklingen, Wasser.
Tiegelzange, Brenner, Becherglas, Objektträger.

a) Wir prüfen eine Rasierklinge auf ihre Elastizität und versuchen, mit ihr den Objektträger zu ritzen.
Was stellst du fest?

b) Nun erhitzen wir eine Rasierklinge kräftig etwa 5 Minuten lang und lassen sie langsam abkühlen. Dazu halten wir sie zunächst in die Spitze der Flamme, dann unmittelbar über die Flamme. Nach dem Erkalten prüfen wir wieder ihre Elastizität.
Was beobachtest du?

c) Eine zweite Rasierklinge erhitzen wir auf Rotglut und tauchen sie schnell in ein Becherglas mit Wasser, das unmittelbar neben dem Brenner steht.
Was geschieht beim Biegen der Klinge?
Was beobachtest du beim Ritzen des Objektträgers? Vergleiche dieses Ergebnis mit dem Ritzergebnis von Teilversuch a)!

d) Die gehärtete Klinge vom Teilversuch c) erhitzen wir langsam oberhalb der Flamme, bis sie blau angelaufen ist. Dann ziehen wir sie sofort aus der Flammennähe.
Führe einen Biegeversuch durch und versuche, den Objektträger zu ritzen. Was beobachtest du? Vergleiche dieses Ergebnis mit dem von Teilversuch a)!

Versuch S 17: Sauerstoffverbrauch beim Rosten

Eisenpulver, gefärbtes Sperrwasser.
Reagenzglas mit Gummistopfen, rechtwinklig gebogenes Glasrohr (2 bis 3 mm lichte Weite), Becherglas, 1 Streifen Filtrierpapier, Stativ mit Klemme und Muffe.

Wir schieben einen Streifen Filtrierpapier in ein Reagenzglas und feuchten ihn gründlich an. Dann geben wir eine dicke Schicht von feinem Eisenpulver darauf. Das Glas spannen wir waagerecht in ein Stativ und verschließen es luftdicht mit dem Stopfen, in dem das Steigrohr befestigt ist. Der lange Schenkel des Steigrohres taucht in das Becherglas ein, in dem sich angefärbtes Wasser befindet (Abb. 189).

Was beobachtest du nach einigen Minuten in dem Steigrohr? Wie verändert sich das Aussehen des Eisens? Welcher chemische Vorgang spielt sich ab?

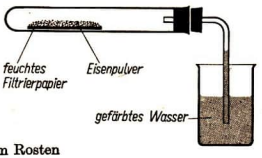


Abb. 189 Sauerstoffverbrauch beim Rosten

Versuch S 18: Nachweis der Zusammensetzung des Rostes

Lufttrockener Rost.
Reagenzglas, Reagenzglashalter, Brenner.

Zwei Spatelspitzen lufttrockener Rost werden in einem schräg gehaltenen Reagenzglas erhitzt.

Beobachte die Farbänderung des Rückstandes im Reagenzglas! Was stellst du im kühlen Teil des Reagenzglases fest?
Gib die Zusammensetzung des Rostes an!

Versuch S 19: Herstellung von Chloriden aus unedlen Metallen

Magnesium (Drehspäne), Zinkspäne, Eisenspäne, verdünnte Salzsäure.
6 Reagenzgläser, 3 Objektträger, 3 kleine Abdampfschalen, Brenner, Trichter, 3 Rundfilter, Glasstab, Spatel, Reagenzglasständer, Reagenzglashalter.

Wir bringen in ein Reagenzglas einige Magnesiumspäne, in ein zweites einige Zinkspäne und in ein drittes die gleiche Menge Eisenspäne und übergießen die Metalle mit etwa 3 ml verdünnter Salzsäure. Zur Prüfung der entstehenden Gase werden die Reagenzgläser einige Zeit mit Objektträgern verschlossen. Dann wird die verschlossene Öffnung des Prüfglases der Flamme des Brenners genähert und freigegeben.

Die entstandene Lösung wird von ungelösten Teilchen abfiltriert. Einige Tropfen des klaren Filtrats dampfen wir in einer kleinen Abdampfschale ein.

Stelle die Reaktionsgleichungen auf und bilde die Namen der entstandenen Salze!

Versuch S 20: Herstellung von Kupfer(II)-chlorid

Kupfer(II)-oxid, verdünnte Salzsäure.
Reagenzglasständer, Reagenzglashalter, Reagenzglas, Brenner, kleine Abdampfschale, Spatel, Glasstab.

Mit dem Spatel wird etwas Kupfer(II)-oxid in das Reagenzglas gefüllt und mit etwa 3 ml verdünnter Salzsäure übergossen. Danach erhitzen wir es bis zum schwachen Sieden. Einige Tropfen der Lösung werden in eine kleine Abdampfschale gebracht und vorsichtig über der Flamme eingedampft.

Stelle die Reaktionsgleichung auf und bilde den Namen des entstandenen Salzes!

Versuch S 21: Neutralisation von Natronlauge mit Salzsäure

Verdünnte Natronlauge, verdünnte Salzsäure (in Pipettenfläschchen), Phenolphthaleinlösung.
Reagenzglas, Reagenzglasständer.

In dem Reagenzglas werden etwa 3 ml verdünnte Natronlauge mit 2 Tropfen Phenolphthaleinlösung versetzt. Unter ständigem Umschütteln des Reagenzglases gibt man tropfenweise verdünnte Salzsäure aus dem Pipettenfläschchen hinzu, bis der Farbumschlag eintritt.

Stelle die Reaktionsgleichung auf und bilde den Namen des entstandenen Salzes!

Versuch S 22: Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Natriumchlorid

Natriumchlorid, konzentrierte Schwefelsäure, blaues Lackmuspapier, Wasser. Reagenzglas.

In das Reagenzglas wird so viel Kochsalz gefüllt, daß die Rundung gerade ausgefüllt ist. Dann gießen wir einige Tropfen konzentrierte Schwefelsäure darauf (Vorsicht!).

Stelle vorsichtig Geruch und Farbe des entstehenden Gases fest!

Dann halten wir einen angefeuchteten Streifen Lackmuspapier über die Mündung des Reagenzglases.

Was stellst du fest?

Versuch S 23: Nachweis von Chlorid, Bromid und Jodid durch Silbernitratlösung

Verdünnte Salzsäure, Lösungen von Kochsalz, Kaliumbromid, Kaliumjodid und Kainit, destilliertes Wasser, Leitungswasser, verdünnte Salpetersäure, Silbernitratlösung.

3 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Pipette.

Wir geben je 1 ml der zu untersuchenden Lösungen in Reagenzgläser, säuern mit wenigen Tropfen verdünnter Salpetersäure an und fügen 3 bis 4 Tropfen Silbernitratlösung hinzu.

Vergleiche die Farbe der Niederschläge bei Chlorid, Bromid und Jodid! Was kannst du auf Grund der Farbe des Niederschlages über die Zusammensetzung von Kainit aussagen? Vergleiche deine Versuchsergebnisse bei der Untersuchung von destilliertem Wasser und von Leitungswasser! Fasse die Beobachtungsergebnisse in Gleichungen zusammen!

Versuch S 24: Flammenfärbung

Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Kalziumchlorid, Kupfer(II)-chlorid, verdünnte Salzsäure.

Brenner, flacher Holzklotz, Magnesiastäbchen, Tüpfelplatte mit 4 Vertiefungen oder 4 Uhrglasschalen, Kobaltglas, Filtrierpapier.

a) Wir stellen den Brenner durch seitliches Unterlegen eines Holzklotzes etwas schräg, so daß eventuell herabfallende Stoffe den Brenner nicht verunreinigen. Dann glühen wir das Magnesiastäbchen so lange in der Brennerflamme, bis keine Flammenfärbung mehr zu beobachten ist. Das noch heiße Ende tauchen wir in eines der zu untersuchenden Salze. Die dabei anhaftenden Salzkristalle halten wir in den heißen unteren Saum der nichtleuchtenden Flamme, so daß der größte Teil der Flamme von dem verdampfenden Salz gefärbt wird.

b) Beim Fehlen von Magnesiastäbchen verwenden wir mehrfach zusammengefaltete Streifen von Filtrierpapier. Wir tauchen das Ende in verdünnte Salzsäure und bestreuen es danach mit wenigen Salzkristallen. Diesen feuchten Teil des Papiers halten wir in den heißen unteren Flammenrand.

Wir merken uns: Natriumsalze färben die Flamme leuchtend gelb, Kaliumsalze rotviolett, Kalziumverbindungen ziegelrot und Kupferverbindungen grün bis blau.

Bestätige diese Tatsachen durch deine Versuchsbeobachtungen! Da die rotviolette Kaliumflamme häufig durch Natriumverunreinigungen verdeckt wird, betrachte die Kaliumflamme durch ein Stück Kobaltglas! Was beobachtest du?

Versuch S 25: Leitfähigkeitsuntersuchungen an verschiedenen Lösungen

Destilliertes Wasser, verdünnte Salzsäure, verdünnte Natronlauge, Kochsalz, Zucker.
2 hintereinandergeschaltete Taschenlampenbatterien, Glühlampe 6 Volt, auf Brettchen montierte Fassung, 3 Bechergläser (100 ml) mit passender Rundpappscheibe, 2 Kohlestäbe aus alten Batterien, isolierte Drähte, Krokodilklemmen.

Wir stecken die Kohlestäbe durch zwei Löcher der Pappscheibe (Abstand etwa 1 bis 2 cm). Dann verbinden wir die eine Elektrode durch isolierte Drähte über die Glühlampe, den anderen Stab unmittelbar mit den Batterien.

a) Wir füllen das Becherglas zu etwa zwei Dritteln mit destilliertem Wasser.

Was beobachtest du an der Glühlampe? Was schließt du aus der Beobachtung über die Leitfähigkeit von destilliertem Wasser?

b) Wir geben etwa 1 bis 2 ml Salzsäure zu dem destillierten Wasser.

Beobachte die Glühlampe!

c) Wir entleeren das Becherglas und spülen Becherglas und Elektroden mit destilliertem Wasser ab. Dann untersuchen wir nacheinander die Leitfähigkeit von Kochsalzlösung, Natronlauge und Zuckerlösung.

Fasse deine Beobachtungsergebnisse in einer Tabelle zusammen und ordne die Stoffe nach Elektrolyten und Nichtelektrolyten!

Versuch S 26: Elektrolyse von Säuren, Laugen und Salzlösungen

Halbkonzentrierte Salzsäure, halbkonzentrierte Kalilauge, Kupfer(II)-chlorid, Kochsalz, destilliertes Wasser, Lackmuslösung.
2 hintereinandergeschaltete Taschenlampenbatterien, isolierte Drähte mit Krokodilklemmen, Abdampfschale, 2 kleine Reagenzgläser, 2 winklig gebogene Eisendrähte, 1 Stück Ventilgummi.

a) In die Abdampfschale geben wir etwa 2 ml Salzsäure und füllen mit destilliertem Wasser bis zum Rand auf. Mit dieser Salzsäure füllen wir zwei Reagenzgläser bis an den Rand. Wir füllen die Schale wieder mit Wasser auf, stellen die Reagenzgläser umgekehrt in die Schale und stecken von unten her vorsichtig die Eisendrähte in die Reagenzgläser, so daß sie etwa 2 cm hoch hineinragen (Abb. 190). Außerhalb des Reagenzglases müssen die Drähte isoliert sein. Dann verbinden wir die Eisendrähte mit den hintereinandergeschalteten Taschenlampenbatterien.

Woran erkennst du, daß ein Strom fließt? Führe nach einigen Minuten die Nachweisreaktionen für die entstandenen Gase durch! Chlor kann an der Farbe erkannt werden.

b) Führe den gleichen Versuch mit Kalilauge durch!

c) Führe den gleichen Versuch mit den Lösungen von Kupfer(II)-chlorid und Kochsalz durch! Nach Beendigung der Kochsalzelektrolyse prüfen wir die Restlösungen in den Reagenzgläsern mit je einigen Tropfen Lackmuslösung.

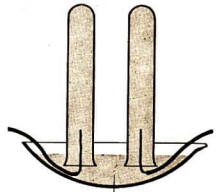


Abb. 190 Versuchsanordnung zur Elektrolyse

Stelle die an der Katode und an der Anode nachgewiesenen Gase bei den Teilversuchen a) bis c) in einer Tabelle zusammen!
Stelle die Dissoziationsgleichungen für die verwendeten Säuren, Laugen und Salze auf und fasse die Beobachtungen an den Elektroden zusammen!

Versuch S 27: Herstellung und Anwendung von Polreagenzpapier

Kochsalzlösung, Phenolphthaleinlösung, Kaliumjodidlösung.
Mehrere Streifen Filtrierpapier (etwa 5 cm mal 1 cm), kleine Abdampfschale, Taschenlampenbatterie, 2 Verbindungsdrähte.

a) Wir füllen in die kleine Abdampfschale etwa zu gleichen Teilen verdünnte Kochsalzlösung und Phenolphthaleinlösung ein und tauchen mehrere Filtrierpapierstreifen in diese Lösung. Legen wir auf einen der noch feuchten Streifen die beiden Drähte, die mit einer Spannungsquelle verbunden sind, so tritt am negativen Pol eine Rotfärbung ein. Die übrigen Streifen lassen wir trocknen und bewahren sie zur weiteren Verwendung auf.
Erkläre die Rotfärbung auf Grund deiner Beobachtungen und Erkenntnisse von Versuch S 26!

b) Wir bringen 2 bis 3 Tropfen Kaliumjodidlösung auf ein Stück Filtrierpapier und halten die Drähte, die mit der Batterie verbunden sind, auf zwei entgegengesetzten Seiten in den Tropfen. Am positiven Pol ist eine Braunfärbung erkennbar.
Erkläre die Braunfärbung!

Tabelle 15
Wichtige Elemente

Element	Symbol	Atomgewicht	Hauptwertigkeiten
Aluminium	**Al**	26,98	III
Barium	**Ba**	137,36	II
Blei	**Pb**	207,21	II, IV
Bor	**B**	10,82	III
Brom	**Br**	79,91	I
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
Jod	**J**	126,91	I
Kalium	**K**	39,10	I
Kalzium	**Ca**	40,08	II
Kobalt	**Co**	58,94	II
Kohlenstoff	**C**	12,01	IV
Kupfer	**Cu**	63,54	I, II
Magnesium	**Mg**	24,32	II
Mangan	**Mn**	54,94	II, IV, VII
Natrium	**Na**	22,99	I
Nickel	**Ni**	58,71	II
Phosphor	**P**	30,98	III, V
Platin	**Pt**	195,09	IV
Quecksilber	**Hg**	200,61	I, II
Sauerstoff	**O**	16,00	II
Schwefel	**S**	32,07	II, IV, VI
Silber	**Ag**	107,88	I
Silizium	**Si**	28,09	IV
Stickstoff	**N**	14,01	III, V
Wasserstoff	**H**	1,008	I
Wismut	**Bi**	209,00	III
Wolfram	**W**	183,86	VI
Zink	**Zn**	65,38	II
Zinn	**Sn**	118,70	II, IV

Sach- und Namenregister

Abbinden 34, 203
Abraum 47
– -förderbrücke 50, 60
Achat 91
Adsorption 8, 9, 202
Aktivistenbewegung 55, 56
Aktivkohle 8–10, 202
– -adsorber 9
-, Verwendung 9, 10
Aluminiumerzeugung 185, 190, 191
Ammoniak 56, 57, 59, 63, 68
Anhydrit 150
Anion 178
Anlassen 132, 207
Anlaßfarbe 132
Anode 177, 178
Anodenschlamm 189, 190
Anreicherung 153
ARRHENIUS, SVANTE 179
Atemschutz 10, 11
– -filter 10, 11
– -maske 10, 11
Atom 76, 77
Atomgewicht 77, 78
–, absolutes 77
–, relatives 78
Ätznatron
-, Produktion in der DDR 188
-, wirtschaftliche Bedeutung 187, 188
Aussolen 153

Backenbrecher 109
Baumaterialien 34–38
Baumaterialindustrie der DDR 39–42
Bauxit 190
Beizen 134
Benzol 59, 60, 63
Benzolwäscher 59
Bergkristall 89
BERZELIUS, JÖNS JAKOB 88
BESSEMER-Birne 123
BESSEMER, HENRY 123
Beton 37, 38
BHT-Koks 64, 65, 117
BILKENROTH, GEORG 64
Bleikristall 96
Bleisilikat 92
Bleistiftmine 6
Blutkohle 8
Branntkalk 30–34
–, Herstellung 31, 32
– -produktion in der DDR 34
–, Verwendung 32, 33
Brauneisenstein 108, 206
Braunkohle 7, 8, 45–47
–, Bedeutung für die Volkswirtschaft 70–75
–, Entstehung 46
–, Aufbereitung 52
–, Verwendung 52, 70–72
–, Verkokung 64, 65
–, Vorkommen 47
Braunkohlen-briketterzeugung der DDR 74
– -briketts 52, 65
– -gas 57
– -hochtemperaturkoks s. BHT-Koks
– -kokereigas 64
– -kombinat 52, 65
– -tagebau 72
– -teer 57, 64
– -teeröle 64
Brennzone 32
Brikettieren 52
Brillant 6
Brom 163, 164, 166, 167
Bromide 165, 209
Bromidion 182
Bromwasser 164
– -wasserstoff 165, 167
Bronze 139

Chlor 140–147, 167, 177, 193
–, Darstellung 141
–, Eigenschaften 141, 142
–, Erzeugung 143, 144
–, Verwendung 142, 143
Chlorate 162
Chloride 146–150
–, Eigenschaften 148
–, Herstellung 146, 147, 208
–, in den Salzlagerstätten 150, 151
–, Nachweis 149, 150, 209
Chloridion 178, 182, 184, 186
Chlor-knallgas 145
– -säure 162
– -wasserstoff 144–146, 148, 167, 209
Cowper 115

DALTON, JOHN 77
Deckgebirge 47
DEMOKRIT 76
Diamant 5–7
Dissoziation, elektrolytische 177, 178
– des Wassers 183
– von Hydroxiden 180, 181
– von Salzen 181
– von Säuren 180
Drahtglas 102
Drehrohrofen 35, 36, 118, 156

Eimerkettenbagger 49, 50
Eisen 107–138
Eisenerz 107–110, 118
–, Arten 107, 108
–, Aufbereitung 109, 110
–, Begleitelemente 108
–, Gewinnung 109
– -lagerstätten 108, 137
– – in der DDR 137
Eisen-hüttenwerke der DDR 137
– -karbid 114
– Kohlenstoff-Legierungen 131
– -oxide 110
–, Reduktion 110, 111, 114, 206
– -portlandzement 36, 122
elektrische Leitfähigkeit
– von Lösungen 174
– von Metallen 173
Elektronen 173
Elektrolyse 175, 176, 179, 210
– von Kupfer(II)-chlorid 178
– von Salzsäure 177
Elektrolyseverfahren, technische 185, 187–191
Elektrolysezellen 187, 189
Elektrolyte 176, 179
Elektrolytkupfer 189
Elektrostahlverfahren 126, 127
Emaillieren 134
Emgekali 159
endotherme Reaktion 67, 85
Energiewirtschaft der DDR 72–75
Entgasung 56
Entgasungskammer 57, 60
Entrosten 133, 134
exotherme Reaktion 67, 85

Fällung 12, 181
FARADAY, MICHAEL 179
Farbgläser 196
Feinkohle 55
Feinstkornbrikett 64
Ferngasleitung 62
Ferngasnetz 74
Feuerstein 91
Feuerverzinken 134
Feuerverzinnen 134
First 152
Fixiersalz 169
Flachglas 99
Flammenfärbung 209
Flöz 47
Fluor 163, 166, 167
Fluoride 165
Fluorwasserstoff 163, 165–167
Flußsäure 165, 166
Flußspat 163
Förderschacht 53
– -wagen 152, 153
Fotografie 168–171
fotografische Emulsion 165
– Vorgänge 168–171

FRANK 160
Frischen 123
Frischverfahren 126

Gangart 108
Gasreinigungsmasse 60
Gassammelleitung 58
Gaswerk 57, 62
Gegenstromprinzip 32, 36, 58, 116, 187
Gelatine 169
Generator 67, 126
Generatorgas 66–68, 94, 163
–, Verwendung 68, 94, 103
Gesetz der konstanten Proportionen 79–82, 84
Gestell 111
Gicht 32, 112
Gicht-gas 112, 115, 122
– gasleitung 112
– verschluß 112, 113
Glas 92–106
– -ätzen 166
– -bearbeitung 97–102
– –, Blasen 97–99
– –, Pressen 99
– –, Walzen 100–102
– –, Ziehen 99, 100
– -blasmaschine 98, 99
– -fäden 100
– -fasergewebe 103
– -hafen 95
–, Herstellung 92–95, 101
– –, Aufbereitung 93, 94
– –, Ausgangsstoffe 93
– -industrie der DDR 103–105
– -sorten 95, 96
–, Verwendung 102–104
– -wolle 100
Grammatom 78
Glockengasbehälter
Graphit 5–7, 190
Grauguß 121
Großblockbauweise 40, 41
Großlochbohrwagen 161
Großplattenbauweise 41
GRÜNBERG 160
Gußeisen 121

Hafenofen 95
Halogene 140–171
Halogenide 165, 167, 209
Härten 132, 207
Hartsalz 150
Hederichkainit 158
Heißblasen 115
Heißwind 111, 115, 137
Heizgaserzeugung der DDR 74
Heizkammer 57, 60
HENNECKE, ADOLF 55
Herdfrischen 123, 124–126
Hochofen 111–115
–, Abstich 115
– -anlage 113
–, Aufbau 111, 112
–, Beschickung 112, 113
–, Vorgänge im 113, 114, 137
– -zement 36, 37, 122
Holz-gas 57
– -kohle 8, 57
– -teer 57
Hunt 53, 54
Hüttenbims 122
Hydrogenkarbonate 21–30
Hydrolyse 183–185
Hydroxidionen 180, 183

Industrie-feuerung 20
– -gas 70
Inkohlung 46
Ionen 176, 177
– -gleichung 181
– -reaktionen 181–185

Jenaer Glas 96
Jod 163, 164, 166, 167
Jodide 165, 209
Jodidion 182
Jod-tinktur 164, 166
– -wasser 164
– -wasserstoff 165, 168

Kainit 150, 158
Kali-düngemittel 158, 162
– -industrie der DDR 160–162
– -lauge 185
– -salze 151–160
– –, Aufbereitung 153–158
– –, Gewinnung 151–153
– –, Verwendung 158–160
Kalium-Blei-Glas 96
– -chlorat 162, 163
– -chlorid 150, 153–156
– -hydroxid 181
– -Kalzium-Glas 96
– -karbonat 27, 96, 103, 159, 160 s.a. Pottasche
– -silikat 92
Kalk 110, 123
– -hydrat 34
– -löschen 34
– -mörtel 32, 34, 38, 203
– -stein 13, 23, 29–33, 35, 93, 111, 118
– –, Entstehung 30
– –, Verwendung 30–32, 93, 111, 118
– –, Vorkommen 29
– -stickstoff 32
– -wasser 12
Kaltblasen 115
Kaltwind 115
Kalzium-karbid 32
– -hydrogenkarbonat 22, 27, 28, 208
– -hydroxid 34, 181
– -karbonat 27–31, 34 s.a. Kalkstein
– -oxid 31
Kammer 151, 152
Kammerofen 57, 60, 68
Karbonate 12, 13, 21–30, 91
–, Nachweis 12, 13
–, Reaktion mit Säuren 13, 202, 203
–, Zersetzung durch Erhitzen 203
Karnallit 150
Kation 178
Katode 177, 178
Kesselstein 28
Kiesel-gur 91
– -säure 90, 91, 205
– –, Anhydrid s. Siliziumdioxid
– –, Salze s. Silikate
Klärbehälter 155, 156
Klinker 36
Knochenkohle 8
Kohlekraftwerke der DDR 48
Kohlen 23, 45–74
Kohlen-dioxid 11–16, 17, 19, 20, 31, 32, 57, 66, 68, 90, 94, 111, 114, 120, 122, 207, 208
– –, Darstellung 11, 13
– –, Eigenschaften 13, 14, 18, 208
– –, Nachweis 12, 13, 120
– –, Reduktion 16, 17, 19, 86
– –, Verwendung 15, 16
– –, Vorkommen 14, 15
–, Entstehung 45, 46
–, fossile 45
– -hobel 54
–, Gewinnung 47–50, 52–54
– -kombine 54
–, Mineral 45
– -monoxid 16–19, 57, 62, 66, 67, 68, 110, 111, 114, 115, 122
– –, Darstellung 16, 17
– –, Eigenschaften 17, 18
– –, Verwendung 18, 110
– -monoxidvergiftung 17
– -ofen 18, 19
– –, Heizen 19
–, poröse 7–10
– -säure 12, 13, 20–22, 24, 90, 91, 183
– –, Anhydrid s. Kohlendioxid
– –, Salzbildung 21, 22
– – säureschnee 26
– -staubfeuerung 20
– -stoff 5–11, 14, 18, 19, 66, 114, 120, 121
– –, Verbrennung 85
– -stoffstähle 130
– -stoff-Wasserstoff-Verbindungen 57, 64
–, Vergasung 66–70

–, Verkokung 56–65
–, Vorkommen 47
Kohlenwertstoffe 57–60
Kohle- und Energieprogramm der DDR 73
kohleverarbeitende Chemiebetriebe der DDR 48
Kohleveredlung 56–70
Kokille 128
Koks 32, 56, 63, 65, 68, 110–112, 114
Konverter 123, 124
Kokerei 57, 62
Kreide 29, 30
Kristall 5, 6
Kryolith 190

Läutern 95
Läuterungsmittel 95
Legieren 130, 131
Legierung 131, 138
Leitfähigkeitsmessungen 210
Lichtbogenverfahren 127
LOMONOSSOW, MICHAIL WASSILIEWITSCH 77
Löschkalk 34, 203
Löschturm 58
Löschwagen 58
Löseapparat 155
Löte 139
Lötzinn 139

Magnakali 159
Magnesium-chlorid 150, 156, 160, 184
– -hydroxid 181
– -sulfat 150, 156
Magneteisenstein 108
Mangan 120
Marmor 13, 29, 30
MARTIN, EMILE 125
MARTIN, PIERRE 125
Massel 120
Masselgießmaschine 120
Mergel 29, 35
Messing 139
Meteoreisen 107
Methan 62
Milchglas 96
Mineralkohlen 45
Modifikation 7
Mol 79
Molekül 77
Molekulargewicht 78
Möller 111, 112, 114, 117
Mörtel 32, 34, 37, 38, 203

Naphthalin 59, 60, 63
Naßfeuerlöscher 25, 26
Natrium-amalgam 186
– -bikarbonat s. Natriumhydrogenkarbonat
Natrium-Kalzium-Glas 95
– -karbonat 22–25, 28, 183, 184 s. a. Soda
Natrium-chlorat 162, 163
– -chlorid 150, 153–156, 159, 160
– -chloridelektrolyse 185–187
– -chlorid, Verwendung 159, 160
– -hydrogenkarbonat 21, 24–26
– –, Darstellung 24
– –, Eigenschaften 24, 25
– –, Verwendung 25, 26
– -hydroxid 181 s. a. Ätznatron
– -silikat 91, 92
Natron 24
Natronlauge, Herstellung 185–187
Negativ 171
Neutralisation 182, 208
Nichtelektrolyte 176
Niederschachtofen 117, 118
– -verfahren 117, 118
Niederschlag 12
Nußkohle 55

Oxydationsschmelze 188

Phenole 64
Phosphor 120
Plattieren 134
Polreagenzpapier 211
Portlandzement 35, 36, 122
Positiv 171
Pottasche 27, 96, 103
Profilstahl 128
PROUST, JOSEPHE LOUIS 81

Quarz 89, 91
Quecksilberverfahren 186

Raffination, elektrolytische 185
– von Rohkupfer 188–190
RAMMLER, ERICH 64
Rast 111
Reaktionswärme 67, 85
Reduktionszone 114
Regeneratoren 60, 125, 126
Regenerativfeuerung 62, 93, 94, 115
Rennverfahren 118
Roheisen 110–122, 134–137
– -abstich 112, 116
–, Begleitelemente 120
–, Eigenschaften 120, 121
–, Erzeugung in der DDR 134–137
–, Herstellung
– –, Ausgangsstoffe 111
– –, Nebenprodukte 122
– -Schrott-Verfahren 126
–, Verwendung 120, 121
Rohmehl 36
Röhrenkühler 58
Rohrmühle 35
Rohsalz
Rost 133, 208
Rosten 133, 207
Rostschutz 133, 134
– -anstrich 134
Roteisenstein 108
Rotguß 139
Ruß 7

Salmiakgeist 56
Salzbergwerk 151
Salzbildung 148
Salzgestein 150
– -lager 150, 151
– -säure 144–146
Sand 93
sauerstofffreie Säuren 145
SÄUBERLICH, KURT 117
Schacht 112, 114
Schachtofen 31, 32, 67, 111
Schaufelradbagger 49, 50
Schaumglas 103
Schlacke 115, 122, 128
Scherbenglas 93
Schlacken-abfluß 112
– -sand 122
– -wolle 122
Schmelzflußelektrolyse 190
Schmelzzone 115
Schotter 122
Schrägaufzug 112
Schrämmaschine 53
Schrapper 152
Schwefel 63, 120
Siedesalz 158
SIEMENS, FRIEDRICH, 62, 124, 125
SIEMENS-MARTIN-Ofen 125, 126
– -Schlacke 130
Silber-bromid 168, 169
– -chlorid 150, 181
– -halogenide 168
– -ionen 162
– -nitrat 149, 166, 180, 192
Silikate 90–93, 96
Silizium 88, 89, 120
– -dioxid 89–91, 93, 166
Silowagen 36
Sinterband 109
Sintern 109
Skelettbauweise 42
Soda 22–24, 29, 93, 103
–, kalzinierte 22
– -produktion der DDR 23, 24
– Verwendung 23, 29, 93
Spateisenstein 108, 206
Splitt 122
Stadtgas 62, 63
Standardliste Eisen und Stahl 130

Standardwäscher 58, 59
Stahl 121–132, 134–198
– -blech 128
– -draht 128
–, Eigenschaften 122
–, Erzeugung der DDR 134–138
–, Formgebung 128
– –, Schmieden 128
– –, Walzen 128
–, Herstellung 123–127, 129
– –, Nebenprodukte 128
–, legierter 130, 131
– -sorten 130
– -veredler 127, 130
–, Veredlung 130–132
– –, Anlassen 132, 207
– –, Härten 132
–, Verwendung 135
Staubkohle 55
Staubsack 115
Steinkohle 8, 45–47, 52–63, 70
–, Aufbereitung 55
–, Entstehung 46
–, Gewinnung 52–54
Steinkohlen-bergwerk 53
– -gas 56, 57, 62
– –, Reinigung 58–60
– -koks 8, 56
– -teer 56, 58
– -verkokung 57–63
Steinkohle, Vorkommen 52
Steinsalz 23, 150
–, älteres 151
–, jüngeres 151
stöchiometrisches Rechnen 82–84
Stückkohle 55
Sylvin 150

Tafelglasziehmaschine 99
Tagebau 47–51, 109
Teer 56, 63–65
– -abscheider 59
– -öle 64, 65
– -vorlage 58
THOMAS-Birne 123
– -phosphat 128
– -schlacke 124, 128
THOMAS, SIDNEY GILCHRIST 123
THOMAS-Verfahren 123, 124, 126
Tiefbau 52–55, 109
Tierkohle 8
Ton 35
Torf 45–47
– -mull 47
Trockeneis 15, 16
Trockenfeuerlöscher 26
Trockenreiniger 60
Trübgläser 96

Umkehrbare Reaktion 20, 21

VEB Bergbau- und Hüttenkombinat Calbe/Saale 117, 136
VEB Braunkohlenkombinat Lauchhammer 65, 117
VEB Chemische Werke Buna, Schkopau 32, 143, 188
VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt 110, 112, 116, 136, 138
VEB Elektrochemisches Kombinat Bitterfeld 143, 146, 188, 191
VEB Kombinat „Schwarze Pumpe" 73, 74
Verchromen 134
Verdampfer 155
Vergasung 66
Verhüttung 110
Verkokung 55, 61, 204
Vernickeln 134
Vorwärmzone 114

Walzenbrecher 109
Walzwerke der DDR 137
Wannenofen 94
Warmbehandlung 131
Wasser-enthärtung 28, 29
– -enthärtungsmittel 29
– -gas 68–70, 205
– –, Verwendung 70
– -glas 92, 205, 206
– -härte 27, 28
– -stoff 62, 68
– -stoffionen 180, 183
Wetterschacht 58
Winderhitzer 115, 122
Windform 115
Windfrischen 123, 124
WINKLER, FRITZ 69
WINKLER-Generator 69, 70

Zellenfilter 156
Zellon 169
Zement 30, 35–40
–, Herstellung 35–38
– –mörtel 37
– –produktion der DDR 39, 40
Zersetzer 187
Zinnlegierungen 139
Zuckerkohle 8
Zuschlag 111
Zweiatomigkeit der Gase 12, 77
Zweischeibenfräslader 161

Abbildungen

Bergakademie Freiberg/Sachsen, Mineralogisches Institut (83); VEB Berlin-Chemie, Berlin-Adlershof (6); Foto Brüggemann, Leipzig (85, 96); VEB Chemische Werke Buna, Schkopau (27); DEFA, Berlin (160); der Kinderbuchverlag, Berlin (46); Otto Donath, Berlin-Treptow (147); Wolfgang Eisenhuth, Berlin (1. Kapitelbild, 4, 15, 22, 39, 70, 163, 164); VEB Eisenhüttenkombinat Ost, Eisenhüttenstadt (106, 120); Foto Ewert, Schöneiche bei Berlin (31); Fachbuchverlag, Leipzig (179, 181); VEB Gasversorgung, Berlin (57, 58); Louis Held, Weimar (100); Herbert Hensky, Berlin-Rahnsdorf (88, 90, 91); Institut für angewandte Kunst, Berlin (4. Kapitelbild); Max Ittenbach, Berlin (2. Kapitelbild); VVB Kali, Erfurt (150, 153, 160, 161); Werner Kraschewski, Güstrow (24); Heinz Krüger, Falkensee bei Berlin (33, 176); Paul Lappeneit, Hennigsdorf bei Berlin (127); VEB Maxhütte Unterwellenborn (122); Hans Meissner, Berlin-Hohenschönhausen (35); Heinz Meusel, Halle (145); Militär-Bild-Dienst, Berlin (5); Neues Deutschland, Bildarchiv (51, 71); Horst E. Schulze, Berlin (6. Kapitelbild); VEB Schwermaschinenbau Lauchhammerwerk (44); Maximilian Seifert, Berlin (7. Kapitelbild); VEB Steinkohlenwerk „Karl Liebknecht", Oelsnitz (54); VEB Verlag Technik, Berlin (3); Volk und Wissen, volkseigener Verlag Berlin, Bildstelle (12, 75, 123, 129, 147); Zentralbild, Berlin (25, 26, 36, 40, 41, 43, 48, 49, 52, 53, 62, 68, 69, 3. Kapitelbild, 92, 101, 5. Kapitelbild, 109, 115, 116, 117, 130, 173, 174, 182).

Die Zeichnungen wurden nach den Vorlagen der Autoren und der Redaktion von Heinz Grothmann, Berlin, Heinrich Linkwitz, Berlin, Fritz Hampel, Hangelsberg (Spree), Erwin Wagner, Berlin, und Robert Specht, Berlin-Staaken, angefertigt.

Die Textkarten (Abb. 42 und 138) wurden vom VEB Hermann Haack, Gotha, gezeichnet.

03 08 05-7