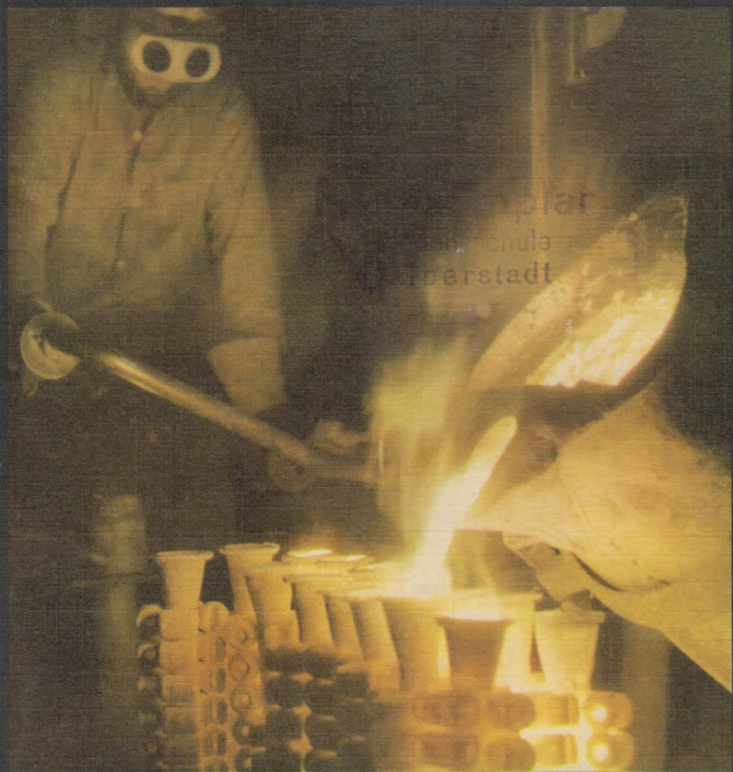
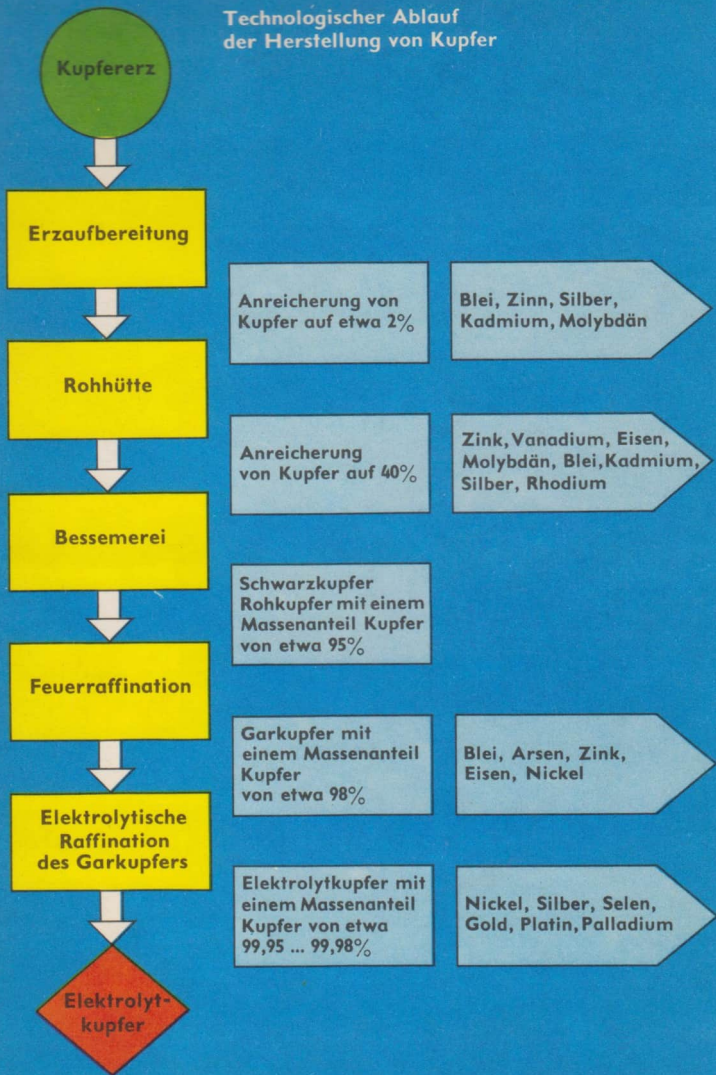


Die Chemie der Metalle



Technologischer Ablauf der Herstellung von Kupfer



Herz
Kohlhagen
Reimann
Ziemann

Die Chemie der Metalle

Volk und Wissen
Volkseigener Verlag Berlin
1989

3. Auflage

Autoren:

Dr. paed. Wolfram Herz (Kapitel 4. und 5.)

Dr. paed. Peter Kohlhagen (Kapitel 1. und 3.)

Prof. Dr. sc. paed. Ulrich Reimann † (Leiter des Autorenkollektivs, Aufgaben am Ende der Kapitel)

Dr. paed. Joachim Ziemann (Kapitel 2. und 6.; Leiter des Autorenkollektivs)

Vom Ministerium für Volksbildung der Deutschen Demokratischen Republik als Lehrmaterial für den fakultativen Kurs „Metalle“ in den Klassen 9 und 10 bestätigt.

Die Chemie der Metalle/Wolfram Herz . . .

3., Aufl. — Berlin: Volk u. Wissen, 1988.

— 136 S.: Ill.

NE: Herz, Wolfram [Mitarb.]



ISBN 3-06-031 720-8

3. Auflage

© Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1983

Lizenz-Nr. 203 · 1000/89 (DN 031716-3)

Printed in the German Democratic Republic

Schrift: 9/10 Times Monophoto

Gesamtherstellung: VEB Druckerei „Thomas Müntzer“, 5820 Bad Langensalza

Redaktion: Dieter Hron, Edward Gutmacher

Einband und Typografie: Atelier vwv, Wolfgang Lorenz

Zeichnungen: Heinrich Linkwitz

Redaktionsschluß: 6. September 1988

LSV 1201

Bestell-Nr. 707 6299

00350

Inhalt

Zur Benutzung des Buches	6
1. Die Bedeutung der Metalle und der Metallurgie für die Volkswirtschaft der DDR	7
1.1. Verwendung von Metallen	8
1.2. Metallurgie — grundlegender Industriebereich der Volkswirtschaft	10
1.2.1. Stellung der Metallurgie in der Volkswirtschaft	10
1.2.2. Entwicklung der Metallurgie in der DDR	11
1.2.3. Aufgaben der Metallurgie	13
1.3. Rohstoffsituation in der DDR	15
1.3.1. Vorkommen an Primärrohstoffen in der DDR	15
1.3.2. Austausch von Metallen durch andere Werkstoffe	16
1.3.3. Sekundärrohstoffe als Rohstoffreserve	16
1.4. Zusammenarbeit der sozialistischen Länder im Rahmen des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe auf dem Gebiet der Metallurgie	18
Aufgaben	20
2. Die Herstellung der Metalle	21
2.1. Erze	22
2.2. Die Aufbereitung der Erze zur Verhüttung	28
2.2.1. Das Zerkleinern und Stückigmachen der Erze	28
2.2.2. Das Anreichern der Erze	30
2.3. Chemische und physikalische Grundlagen der Metallherstellung	34
2.3.1. Reduktion von Metalloxiden durch Wasserstoff	34
2.3.2. Reduktion von Metalloxiden durch Kohlenstoff	35
2.3.3. Reduktion von Metalloxiden durch Metalle	36
2.3.4. Herstellen von Metallen durch Röstreaktionen	37
2.4. Die technische Herstellung der Gebrauchsmetalle Eisen, Kupfer, Aluminium, Blei, Zink und Zinn	39
2.4.1. Die Verhüttung der Eisenerze	39
2.4.2. Die Verhüttung der Kupfererze	39
2.4.3. Die Verhüttung des Bauxits zu Aluminium	40
2.4.4. Die Verhüttung der Bleierze	41
2.4.5. Die Verhüttung der Zinkerze	42
2.4.6. Die Verhüttung der Zinnerze	42
2.5. Metallische Werkstoffe	43
2.5.1. Legierungen	43
2.5.2. Gußeisen	49
2.5.3. Stahl	50
2.5.4. Bezeichnung von Eisenwerkstoffen	53
Aufgaben	55

3.	Eigenschaften der Metalle	57
3.1.	Einteilung der Metalle	57
3.2.	Physikalische Eigenschaften der Metalle	58
3.2.1.	Wärmeleitfähigkeit von Metallen	58
3.2.2.	Elektrische Leitfähigkeit von Metallen	60
3.2.3.	Glanz und Lichtundurchlässigkeit von Metallen	61
3.2.4.	Verformbarkeit, Festigkeit, Härte und Schmelztemperatur von Metallen	62
3.3.	Chemische Eigenschaften der Metalle	64
3.3.1.	Bildung von Metallkationen	64
3.3.2.	Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff	65
3.3.3.	Reaktionen von Metallen mit Wasser	67
3.3.4.	Reaktionen von Metalloxiden mit Wasser	68
3.3.5.	Reaktionen von Metallen mit Säuren	69
3.3.6.	Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren	71
3.3.7.	Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen	72
	Aufgaben	72
4.	Elektrochemie	74
4.1.	Aufgaben der Elektrochemie	74
4.2.	Elektrische Leitfähigkeit der Metalle und der Elektrolyte — elektrochemische Spannungsreihe	75
4.2.1.	Elektrische Leitfähigkeit von Metallen	75
4.2.2.	Elektrische Leitfähigkeit von Elektrolyten	76
4.2.3.	Elektrodenpotential — elektrochemische Spannungsreihe	80
4.3.	Anwendung der elektrochemischen Spannungsreihe der Metalle	85
4.3.1.	Elektrochemische Fällung von Metallen	85
4.3.2.	Reaktion von verdünnten Säuren mit unedlen Metallen	88
4.3.3.	Aufbau und Prinzip galvanischer Elemente	89
4.4.	Elektrolyse	91
4.4.1.	Bau und Wirkungsweise einer Elektrolysezelle	91
4.4.2.	Herstellung von Metallen durch Elektrolyse	94
4.5.	Elektrochemische Spannungsquellen	98
4.5.1.	Primärelemente	98
4.5.2.	Sekundärelemente	99
	Aufgaben	102
5.	Korrosion — Korrosionsschutz	103
5.1.	Formen, Ursachen und Erscheinungsbilder der Korrosion	103
5.2.	Volkswirtschaftliche Bedeutung der Korrosion	106
5.3.	Korrosion und Umweltschutz	107
5.4.	Korrosionsschutz	107
5.4.1.	Maßnahmen des Korrosionsschutzes	107
5.4.2.	Herstellen metallischer Überzüge	108
5.4.3.	Herstellen nichtmetallischer Überzüge	109
5.4.4.	Herstellen von Schutzschichten auf chemischem Wege	110
5.4.5.	Möglichkeiten des aktiven Korrosionsschutzes	110
5.4.6.	Praktischer Korrosionsschutz	111
	Aufgaben	111
6.	Qualitäts- und Werkstoffprüfung	112
6.1.	Chemische Vorprobenanalysen	112
6.1.1.	Lötrohrprobe	113

6.1.2.	Vorproben auf Schwermetalle mit der Phosphorsalzperle oder der Boraxperle	114
6.1.3.	Thenards-Blau-Reaktion und Rinmanns-Grün-Reaktion als Vorproben auf Aluminium beziehungsweise Zink	116
6.1.4.	Leuchtprobe auf Zinn	117
6.2.	Qualitativ-chemische Analyse	118
6.3.	Quantitativ-chemische Metallanalysen	121
6.3.1.	Gravimetrische Bestimmungen von Elementen in Stoffen	122
6.3.2.	Manganometrische Eisenbestimmung	122
6.3.3.	Komplexometrische Bestimmung von Metallen	124
6.4.	Spektralanalyse	124
6.5.	Metallografische Analyse	125
6.6.	Klangprobe und Schleiffunkenprobe	126
6.7.	Festigkeitsprüfungen	128
6.8.	Härteprüfungen	130
6.9.	Zerstörungsfreie Werkstoffprüfungen	131
Aufgaben		133
Literaturverzeichnis		134
Register		135

Symbole und Abkürzungen

↓	Experimentelle Aufgaben und Anleitungen zum Experimentieren
⊙	Aufgaben
▶	Zusammenfassungen und Merkstoff
■	Beispiele zur Erläuterung des Textes
↗	Hinweise auf andere Seiten des Buches und auf andere Schulbücher
LB	Lehrbuch Chemie
ChiÜb	Chemie in Übersichten
PhiÜb	Physik in Übersichten
TW 7–10	Tafelwerk Mathematik-Physik-Chemie Klassen 7 bis 10
TPÜ	Technik und Produktion in Übersichten
WCh	Wissenspeicher Chemie
TCh	Tabellenbuch Chemie
Geo	Geographie
Stabi	Staatsbürgerkunde

Zur Benutzung des Buches

In diesem Buch werden die wissenschaftlichen Grundlagen und technischen Anwendungen der Chemie der Metalle behandelt. Die Technik und die Technologie bei der Herstellung und Verarbeitung von Metallen haben sich in den letzten Jahren stürmisch entwickelt. Die Volkswirtschaft benötigt ständig mehr und bessere Werkstoffe. Daher ist auch künftig ein hohes Entwicklungstempo der Grundlagenforschung sowie der Erarbeitung technischer und technologischer Lösungen zur großtechnischen Herstellung, Veredlung und Weiterverarbeitung dieser wichtigen Werkstoffe notwendig. Dabei sind insbesondere ökonomisch günstigere Technologien zu entwickeln. Menschen mit Ideen und Tatkraft werden benötigt, um die notwendigen wissenschaftlichen Erkenntnisse zu erarbeiten und sie in die Praxis umzusetzen. Auch Sie können im Rahmen des Kurses „Metalle“ einen Beitrag leisten.

Durch die Aneignung von Wissen über die Chemie der Metalle und den Erwerb von Können im experimentellen Ermitteln und Überprüfen von Eigenschaften der Metalle schaffen Sie sich mit Hilfe des Buches die Voraussetzungen zur schöpferischen Mitarbeit bei der Lösung der genannten Probleme. Denken Sie beim Arbeiten mit diesem Buch immer daran, daß es keine Produkte, keine technologischen Abläufe, keine chemischen Umwandlungen von Stoffen gibt, die nicht vielleicht noch effektiver hergestellt beziehungsweise gestaltet werden könnten. Versuchen Sie immer, ökonomisch, technisch beziehungsweise technologisch günstige Lösungen für die Herstellung, Veredlung, Weiterverarbeitung, den Einsatz von Metallen und die Erfassung und Verwertung von Sekundärrohstoffen in der Metallurgie aufzuspüren.

Anregungen dazu werden Ihnen jeweils am Ende der Kapitel durch entsprechende Aufgaben gegeben. Beim selbständigen Lösen dieser Aufgaben müssen Sie beachten, daß es im Bereich der Chemie der Metalle eigentlich keine rein chemischen, technischen und technologischen Aufgabenstellungen geben kann. Es sind oft Kenntnisse aus allen Naturwissenschaften, der Mathematik, der Technik und den Gesellschaftswissenschaften erforderlich. In dem Kurs findet daher beinahe jeder wissenschaftlich-technisch interessierte Schüler sein Betätigungsfeld. An die Lösung komplexer Aufgaben sollten Sie immer kollektiv herangehen. Beim arbeitsteiligen Lösen komplexer Aufgaben müssen Sie eine Teilaufgabe übernehmen, so daß Sie einen eigenen Beitrag für die Lösung verantwortlich und abrechenbar leisten können.

Außer den komplexen Aufgaben am Ende eines Kapitels sind auch Aufgaben im Text des Buches enthalten, die jeweils für eine Doppelseite zusammengefaßt sind.

Die Anleitungen zum Experimentieren sind so gestaltet, daß Sie unter Beachtung der Arbeitsschutzhinweise weitgehend selbständig arbeiten können.

Neben Beobachtungsaufgaben sind auch Fragen und Aufgaben zur Auswertung der Experimente enthalten. Das Wort „Vorsicht“ weist darauf hin, daß gesundheitsgefährdende Stoffe verwendet werden oder im Verlauf des Experimentierens Gefahren auftreten können. Durch „Gift 2“ sind Stoffe gekennzeichnet, die laut Giftgesetz zu den Giften der Abteilung 2 gehören.

Die Bedeutung der Metalle und der Metallurgie für die Volkswirtschaft der DDR

1

Der Mensch benötigt für die Herstellung materieller Güter im Arbeitsprozeß unter anderem Werkzeuge. Erste Werkzeuge bestanden vermutlich aus Holz (Holzkeule). Holz hat jedoch Eigenschaften, die seiner Verwendung Grenzen setzen. Faustkeile aus Stein hatten bereits bessere Gebrauchseigenschaften.

Eine weitere Erhöhung des Gebrauchswertes von Werkzeugen und anderen Gegenständen wurde durch die Verwendung von Stoffen, wie Kupfer, Gold, Silber, Blei, Zinn, Eisen und Quecksilber, erreicht. Bereits im Altertum waren diese Stoffe den Ägyptern, Griechen, Römern und Chinesen bekannt. Sie wurden von ihnen zur Anfertigung von Haushalts- und Schmuckgegenständen, von Werkzeugen und Waffen verwendet. Die genannten Stoffe zählen zu den Metallen.

Im Vergleich zu Holz und Stein haben aus Metallen hergestellte Gegenstände erheblich verbesserte Gebrauchseigenschaften (→ Tab. 1). Der universelle Einsatz von Metallen beruht unter anderem darauf, daß sie sich gießen, ziehen, walzen, schmieden, biegen, bohren und sägen lassen sowie die Wärme und den elektrischen Strom leiten.

Tabelle 1 Vergleich wesentlicher Gebrauchseigenschaften von Stoffen

Stoffe	Mängel	Vorteile
Holz	fault brennbar rascher Verschleiß	
Stein	spröde große Dichte	
Metall		haltbar (hart, fest) elastisch verformbar

① → S. 9

Auf Grund ihrer Eigenschaften nahm die Verwendung von Metallen als Werkstoffe ständig zu, so daß sie in der Wirtschaft unentbehrlich geworden sind. Die Roheisenproduktion auf der Welt erhöhte sich zum Beispiel von 1870 (12 Mill. t) bis 1976 (505 Mill. t) um das 42fache. Die Ausbeutung an Erzvorkommen wuchs entsprechend an. Durch die Verbesserung der Technologien der Metallgewinnung konnten auch Erze mit geringen Anteilen von Metallen abgebaut und verarbeitet werden. Die Erschließung, der Abbau und die Aufbereitung der Erze wird immer komplizierter und ökonomisch aufwendiger werden. Forscher, Techniker und Technologen müssen nach neuen, diese Bedingungen berücksichtigenden Lösungen suchen, damit der Bedarf der Volkswirtschaft an Metallen auch weiterhin gedeckt werden kann und ihre Herstellung ökonomisch vertretbar bleibt. In allen metallverarbeitenden oder metallnutzenden Bereichen muß sparsam mit Metallen umgegangen werden.

Darüber hinaus ist es erforderlich, nach Möglichkeiten des Austausches von Metallen durch andere Werkstoffe zu suchen und einen höheren Veredlungsgrad metallischer Werkstoffe zu erreichen. ② ③

1.1. Verwendung von Metallen

Auf Grund ihrer Gebrauchseigenschaften sind aus Metallen vielseitig verwendbare Werkstoffe herstellbar.

- ▶ **Werkstoffe werden aus Naturstoffen gewonnen oder hergestellt und sind Ausgangsstoffe für die Herstellung von Erzeugnissen, wie Maschinen und Geräten.**

Bis etwa zu Beginn unseres Jahrhunderts wurden nur wenige Metalle in Industrie und Landwirtschaft verwendet.

Mit der raschen Entwicklung von Wissenschaft und Technik wurden zunehmend mehr metallische Werkstoffe in der Technik und im Haushalt eingesetzt.

Bei vielen heute eingesetzten metallischen Werkstoffen werden hohe Anforderungen an den Reinheitsgrad gestellt. Das betrifft zum Beispiel metallische Werkstoffe, die in der Elektrotechnik, Elektronik und Mikroelektronik für die Herstellung von Halbleitern, Dioden, Transistoren und Mikrochips verwendet werden.

Dafür eingesetzte Stoffe sind zum Beispiel Germanium, Silizium, Titan, Antimon, Zirkonium, Indium und Hafnium. Zu den wichtigsten als „Kernbrennstoffe“ eingesetzten Metallen gehören Uran, Plutonium und Thorium.

- ▶ **Als Reinelemente bezeichnet man Werkstoffe, die einen Metallanteil von etwa 98 ... 99,9% des entsprechenden Metalls aufweisen und noch metallische oder auch nichtmetallische Verunreinigungen enthalten.**
- ▶ **Unter Reinstmetallen versteht man metallische Stoffe, die mit 99,99999% Reinheit kaum Verunreinigungen aufweisen.**

Metallische Werkstoffe werden überwiegend in Form von **Legierungen** verwendet. Ihnen bekannte Legierungen sind zum Beispiel Messing, Bronze und Lötzinn.

- ▶ **Eine Legierung ist ein metallischer Werkstoff, der aus mindestens zwei Metallen oder einem Metall und einem Nichtmetall besteht.**

- Messing besteht aus Kupfer und Zink. Bestandteile der Bronze sind Kupfer und Zinn. Lötzinn ist eine Legierung aus Blei und Zinn.

Auch Stahl als Eisenwerkstoff ist eine Legierung. Seine Qualität hängt neben den Anteilen an Kohlenstoff, Phosphor und Schwefel von metallischen Zusätzen, wie Chrom, Nickel, Kobalt oder Mangan, ab (↗ S. 53ff.).

Entscheidende Ursache für die Herstellung von Legierungen sind die vielfältigen Bestrebungen, die Eigenschaften der reinen Metalle weiter zu verbessern. Dazu zählen zum Beispiel eine Erhöhung der Härte, der Widerstandsfähigkeit gegenüber Umwelteinflüssen, eine Verringerung der Schmelztemperatur oder die Entmagnetisierung. Die Legierungsbildung ist eine Veredlungsform von Metallen.

Eine Weiterveredlung metallischer Produkte besteht beispielsweise im Plastbeschichten von Profilen, Bändern oder Blechen. Die mannigfaltige Verwendung der Metalle ist aus Tabelle 2 ersichtlich.

Von großer Bedeutung sind die Metalle auch in Form ihrer Verbindungen wie Oxide und Salze.

Einige Metallverbindungen spielen zum Beispiel in der Physiologie der tierischen und pflanzlichen Organismen eine große Rolle. Zu diesen Metallverbindungen gehören Eisen-, Kalzium-,

Tabelle 2 Möglichkeiten der Verwendung einiger Metalle auf Grund ihrer Eigenschaften

Metalle	Eigenschaften	Einsatz in der	
		Volkswirtschaft	Hauswirtschaft
Eisen	magnetisch, härtbar, korrosionsanfällig	Konstruktionsmaterial Eisenkerne für Transformatoren und Elektromagneten	Kühlschrankeinsätze, Wannen
Kupfer	rotglänzend, sehr dehnbar, verlötbar, korrosionsbeständig, unlegiert schlecht gießbar elektrisch leitfähig	chemischer Apparatebau (Heiz- und Kühlrohre) Herstellung von Legierungen (Zn, Sn), Elektronik, Elektrotechnik	Messingwasserhähne, Schmuck, LötKolben, Münzen
Aluminium	weißlich, elektrisch leitfähig, gut dehnbar, gieß-, schmied- und hämmerbar, besitzt eine schützende Oxidschicht	Gerätebau, Elektrotechnik, Herstellung von Legierungen (Zn, Cu, Mg, Mn)	Schlüssel, Folien, Haushaltsgeschirr
Blei	feinkörnig, sehr weich, gut gießbar und verformbar	Glasindustrie (z. B. Kristallglas), Farbindustrie, Schriftmetall, Akkumulatoren	bleiverglaste Fenster, Rohre
Zink	gut gießbar, spröde bei Zimmertemperatur und etwa 200 °C, hämmer-, walz- und ziehbar bei 150 °C, gutes Rostschutzmittel	Korrosionsschutz (z. B. Verzinkung von Dachrinnen), Platten für galvanische Elemente	Gießkannen, Wannen
Zinn	silbrig weiß, mäßig hart, gut dehn- und walzbar, gießbar	Lagermetalle	Kunstgegenstände

④ ⑤ ⑥

- ① Übernehmen Sie die Tabelle 1 in Ihr Heft, und vervollständigen Sie die Tabelle!
- ② Unterbreiten Sie Vorschläge zur Lösung dieses Problems!
- ③ Was ist mit der Veredlung von Metallen gemeint?
- ④ Übernehmen Sie die Tabelle 2 in Ihr Heft, und vervollständigen Sie diese mit Hilfe von Literaturstudien und Erfahrungen aus dem Unterrichtstag in der Produktion! [1]
- ⑤ Ermitteln Sie in der Hauswirtschaft eingesetzte Gegenstände aus Eisen! Nennen Sie die Eigenschaften des Eisens, auf die es bei diesen Gegenständen besonders ankommt!
- ⑥ Erläutern Sie auf Grund der Eigenschaften den Einsatz der in Tabelle 2 genannten Metalle in der Volkswirtschaft!

Kalium- und Magnesiumverbindungen. Das Vorhandensein dieser Metallverbindungen ist experimentell nachweisbar. ①

- Eisen liegt zum Beispiel in Form einer kompliziert gebauten organischen Verbindung im roten Blutfarbstoff (Hämoglobin) vor. Dieser Blutfarbstoff transportiert den durch die Lunge aufgenommenen Sauerstoff zu den Zellen [3]. ②

Blei wird schon sehr lange als Metall genutzt. Bereits im alten Rom wurden Wasserleitungen aus Blei hergestellt. Auf den Menschen wirken Blei und seine Verbindungen als Gifte. ③

Bei der großen Bedeutung der Metalle für die Volkswirtschaft ist es verständlich, daß der Entwicklung der Metallherstellung und aller Bereiche, die unmittelbar damit im Zusammenhang stehen, große Aufmerksamkeit gewidmet werden muß.

1.2. Metallurgie — grundlegender Industriebereich der Volkswirtschaft

1.2.1. Stellung der Metallurgie in der Volkswirtschaft

Eine umfangreiche metallverarbeitende Industrie, wie sie unsere Republik besitzt, erfordert eine leistungsfähige Metallurgie.

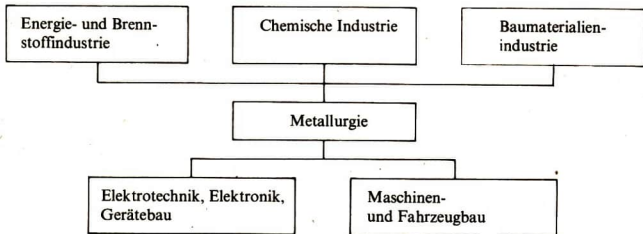
- Die Metallurgie ist ein Industriebereich, der sich mit der Herstellung von Metallen aus Erzen, ihrer Reinigung und Weiterverarbeitung befaßt.

Diese Aufgabenstellung erfordert stufenweise aufeinander abgestimmte Arbeitsschritte in der Produktion, die möglichst keine Verluste an Metallen, Nebenprodukten (z. B. Gase, Schlacken) und Energie von der Herstellung der Metalle bis zum Fertigerzeugnis zur Folge haben. ④

Der Industriebereich Metallurgie umfaßt die Industriezweige der **Schwarzmetallurgie**, das heißt die Eisen- und Stahlherstellung, sowie die **Nichteisenmetallurgie**.

Die Metallurgie nimmt in der Volkswirtschaft eine Schlüsselstellung ein (Übersicht 1).

Übersicht 1 Schlüsselstellung der Metallurgie in der Volkswirtschaft



In allen angegebenen Industriebereichen werden metallische Werkstoffe verwendet. Die metallurgische Industrie liefert vor allem Produkte, die noch einer weiteren Bearbeitung zum Fertigerzeugnis in der metallverarbeitenden Industrie bedürfen. Diese Produkte werden als **Halbzeuge** bezeichnet.

Die Herstellung von Halbzeugen beruht auf Umformvorgängen der Metalle im warmen und kalten Zustand durch Walzen, Schmieden, Pressen und Ziehen. ⑤

1.2.2. Entwicklung der Metallurgie in der DDR

Nach den Zerstörungen im 2. Weltkrieg umfaßte die ohnehin wenig entwickelte metallurgische Industrie auf dem heutigen Territorium der DDR im Jahre 1946 nur noch 29 % des Standes von 1936.

Zur Erzeugung von Walzstahl stand 1945 lediglich die Walzstraße der Maxhütte in Unterwellenborn für groben Stabstahl und schwere Profile zur Verfügung und zur Erzeugung von Feinblechen die Walzstraße des Eisenhüttenwerkes Thale.

Im Jahre 1946 arbeiteten in der Maxhütte vier Hochöfen. Sie lieferten 1946 123000 t Roheisen. Bis 1950 stieg die Eisenerzeugung in der Maxhütte auf 337000 t an.

Mit dem Wiederaufbau der Stahlwerke Riesa und Hennigsdorf (1948) sowie Döhlen (Edelstahlwerk) und Gröditz (1949) wurde begonnen.

Von der UdSSR erhielt die DDR im Jahre 1949 mehrere Walzstraßen als Geschenk: eine Fein-eisen- und Grobblechstraße, die im Walzwerk „Willy Becker“ Kirchmöser aufgestellt wurde, ferner ein Rohrwalzwerk für das Stahl- und Walzwerk Riesa und ein Bandagenwalzwerk für das Stahl- und Walzwerk Gröditz. ©

Heute werden in unserer Republik jährlich über 6 Mill. t Stahl hergestellt und verarbeitet.

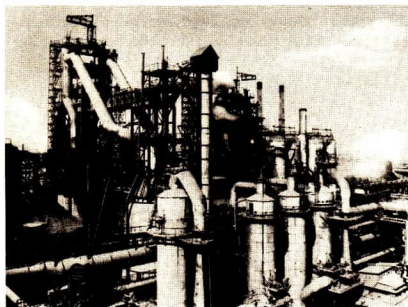


Abb. 1
Ansicht
einer Hochofenanlage

Für den Aufbau unserer metallurgischen Industrie war das eine unschätzbare Hilfe. Auf dieser Grundlage ging die DDR daran, eine leistungsfähige schwarzmetallurgische Industrie aufzubauen (Abb. 1).

Bei der Standortwahl der Betriebe waren als wichtige Gesichtspunkte zu beachten:

- die Nähe zu den Rohstoffen,
- die Nähe zu den Verbrauchern und
- das Vorhandensein von Betriebswasser.

-
- ① Informieren Sie sich über den qualitativen Nachweis von Kalzium, Natrium, Kalium, Magnesium und Eisen in pflanzlichen Organismen! [2]
 - ② Welche Mangelerscheinungen treten beim Fehlen von Eisen beziehungsweise anderen Metallen in tierischen und pflanzlichen Organismen auf? [4]
 - ③ Ist die in Tabelle 2 genannte Verwendung von Blei überhaupt möglich?
 - ④ Was verstehen Sie unter Verhüttung?
 - ⑤ Nennen Sie Ihnen bekannte Halbzeuge!
 - ⑥ Werten Sie unter Berücksichtigung der damaligen industriellen und ökonomischen Situation in der DDR und UdSSR die Hilfe der UdSSR!



Abb. 2
Halle eines Walzwerkes

Ein bedeutender Standort der metallurgischen Industrie der DDR ist der VEB Bandstahlkombinat „Hermann Matern“ Eisenhüttenkombinat Ost (EKO) in Eisenhüttenstadt. Dazu gehören:

- VEB Eisenhüttenkombinat Ost (Stammbetrieb) (Abb. 2)
- VEB Kaltwalzwerk Oranienburg
- VEB Kaltwalzwerk Bad Salzungen
- VEB Walzwerk Burg
- VEB Walzwerk Finow
- VEB Blechwalzwerk Olbernhau.

In einem Kombinat werden verschiedene Betriebe, die ein ähnliches Produktionsprofil haben, unter einer zentralen Leitung zusammengefaßt. ①

Weitere Kombinate in der Schwarzmetallurgie sind die VEB Qualitäts- und Edelstahl-Kombinate in Hennigsdorf und Brandenburg, der VEB Rohrkombinat in Riesa und in der Buntmetallurgie der VEB Mansfeld Kombinat „Wilhelm Pieck“ in Eisleben (↗ Tab. 3).

Rohkupfer wird in den Kupferwalzwerken Hettstedt, Eisleben und Ilsenburg weiterverarbeitet. Die Aluminiumproduktion erfolgt in der Tonerdefabrik in Lauta und im VEB Chemiekombinat

Tabelle 3 Produkte einiger Stahl- und Walzwerke der DDR

Betriebe	Produkte
VEB Stahl- und Walzwerk „Wilhelm Florin“ Hennigsdorf	Qualitätsstahl
VEB Stahl- und Walzwerk Gröditz	Bleche, Qualitätsstahl
VEB Stahl- und Walzwerk Riesa	Rohre
VEB Walzwerk „Willy Becker“ Kirchmöser	Fein- und Grobbleche
VEB Edelstahlwerk „8. Mai 1945“ Freital	Rohblöcke
VEB Kupfer- und Blechwalzwerk „Michael Niederkirchner“ Ilsenburg	Grobbleche
VEB Walzwerk Hettstedt	Grob- und Mittelbleche, Draht

② ③

Bitterfeld. Der VEB Aluminium-Folie Merseburg deckt den gesamten Bedarf der DDR an Aluminiumfolie.

Aus den Produkten der metallurgischen Industrie werden in den metallverarbeitenden Betrieben Fertigerzeugnisse hergestellt. ④

1.2.3. Aufgaben der Metallurgie

Vor der metallurgischen Industrie der DDR stehen große Aufgaben. Aus den verarbeiteten Rohstoffen sind mehr und in der Qualität verbesserte Produkte herzustellen. Die Erzeugnisse müssen bei ihrer Herstellung unter Einsparung von Rohstoffen und Energie einen höheren Veredlungsgrad aufweisen. Um diese Ziele zu erreichen, ist unter anderem auch der Einsatz von Mikroprozessoren und Industrierobotern in der Metallurgie und der metallverarbeitenden Industrie zu steigern. Ihr Einsatz ermöglicht zum Beispiel bei der Steuer-, Meß- und Regeltechnik der metallurgischen Industrie durch genaueres und damit sparsameres Arbeiten ein günstigeres Masse-Leistungs-Verhältnis solcher Anlagen bei gleichzeitiger Energieeinsparung während ihrer Laufzeit. ⑤

Dieses günstigere Masse-Leistung-Verhältnis und eine Energieeinsparung werden auch bei der Produktion von Fertigerzeugnissen der metallverarbeitenden Industrie erreicht, zum Beispiel beim Einsatz von Mikroprozessoren für den Bau von Computern, Radios, Fernsehgeräten oder Waschautomaten.

- Durch den Einsatz der Mikroelektronik ist es möglich, bei einer Lichtleiternachrichtenübertragung statt 340,6 kg Kupfer und 1070 kg Blei je Kilometer Fernsprechleitung 30 g Glas einzusetzen.
- Herzstück des Mikrorechners K 1510 ist in Verbindung mit anderen integrierten Schaltkreisen der Mikroprozessor U 808 D, ein Siliziumchip von 3,4 mm · 4,4 mm Fläche. Um die gleiche Leistungsfähigkeit mit herkömmlichen Bauelementen zu erreichen, wären 1000 Transistoren, 11 000 Dioden, 12 000 Widerstände, 6000 Kondensatoren, 4000 Leiterplatten und 400 Steckverbindungen erforderlich. Außerdem müßte etwa 70 000mal gelötet werden.
- 0,1 g eines Mikroprozessors ersetzen etwa 100 kg Metall.

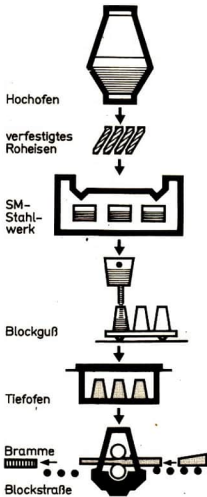
Aufgabe der Metallurgie ist es, durch wissenschaftlich-technische Spitzenleistungen Material- und Energieeinsparungen zu ermöglichen. Die Einführung verbesserter und neuer Technologien, nach denen die Produkte mit einer geringeren Zahl von Verfahrensstufen als bisher herstellbar sind, ist erforderlich. Verbesserte Technologien müssen folgende Anforderungen berücksichtigen: Neue und höhere Ausnutzung der Rohstoffe (Veredlungs- und Metallschutzmaßnahmen), einschließlich der Nutzung einheimischer und neuer Rohstoffquellen, Senkung der Rohstoffverluste (vollständiger und energiesparender Stoffumsatz, Ausschaltung technologisch überholter Zwischenprozesse, Austausch von Metallen durch andere Werkstoffe, stärkere Nutzung von Sekundärrohstoffen und Aufarbeitung von Abprodukten).

An der Gegenüberstellung einer alten und neuen Technologie der Stahlherstellung soll das gezeigt werden (Abb. 3, S. 14).

-
- ① Welche ökonomischen Vorteile bietet der Zusammenschluß von Betrieben zu Kombinat?
 - ② Nennen Sie weitere in diesen Betrieben gefertigte Produkte!
 - ③ Was sind Buntmetalle?
 - ④ Welche metallurgischen Fertigerzeugnisse werden in Betrieben der metallverarbeitenden Industrie der DDR hergestellt?
 - ⑤ Kann die Verbesserung des Masse-Leistung-Verhältnisses von Produkten als Veredlung dieser Produkte bezeichnet werden?

Stahlerzeugung

Bisherige Technologie
Basis: SM-Verfahren



Neue Technologie
Basis: Aufblasverfahren

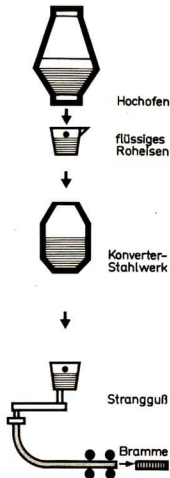


Abb. 3
Intensivierung
in der Metallurgie

Bei dem **Aufblasverfahren** wird Sauerstoff unter Druck durch eine wassergekühlte „Lanze“ auf beziehungsweise auch direkt in die Metallschmelze geblasen, die sich in einem LD-Konverter befindet. Durch dieses Prinzip laufen die Oxydationsreaktionen intensiver und bei höheren Temperaturen ab als beim Windfrischen. Das Produkt ist LD-Stahl. ⊙

(LD: benannt nach den Entwicklungsorten Linz und Donawitz in Österreich.)

Das Aufblasverfahren hat folgende Vorteile:

- Es entfallen (↗ Abb. 3) das Einschmelzen des Roheisens, das Wiedererwärmen der Blöcke vor dem Walzprozeß und das Walzen auf der Blockstraße.
- Die Arbeitsproduktivität bei der Stahlhalbzeugproduktion läßt sich auf 700% steigern, weil das flüssige Roheisen ohne Zwischenkühlung alle Prozeßstufen kontinuierlich durchläuft.
- Der Energieverbrauch sinkt auf 72%.
- Der Materialverbrauch je Tonne hergestellten Stahls sinkt von 1340 kg auf 1160 kg.
- Die Qualität des hergestellten Stahls ist hoch und zeichnet sich durch niedrige Kohlenstoff-, Phosphor- und Schwefelwerte aus.

Eine weitere technologische Verbesserung der Stahlherstellung wurde durch die Entwicklung der **Pulvermetallurgie** erreicht. Aus pulverisierten Metallen werden Halbzeuge beziehungsweise Fertigerzeugnisse durch Formgebung und Wärmebehandlung (Sintern) hergestellt.

Es werden 4 Fertigungsstufen unterschieden:

1. Metallpulverherstellung,
2. Vorbehandlung der Pulver vor dem Pressen,
3. Pressen der Pulver,
4. Sinterung der Werkstücke.

Vorteile der Pulvermetallurgie:

- Es lassen sich Werkstoffe und Pseudo-Legierungen aus Metallpulvern fertigen, die auf schmelzmetallurgischem Wege nicht herstellbar wären.
- Es ist eine sehr werkstoffsparende Fertigungstechnologie, mit der auch Abfälle verarbeitet werden können.
- Nacharbeiten an den Erzeugnissen sind kaum notwendig.

Die Nachteile des Verfahrens liegen noch in den hohen Kosten für die Herstellung der Metallpulver und der Werkzeuge.

Wichtige pulvermetallurgische Erzeugnisse sind:

Sintereisen und -stahl: Dazu zählen Formteile und Gleitlager mit hoher Porosität.

Sinterreibwerkstoffe: Sie dienen in der Flugzeug- und Kraftfahrzeugindustrie als Auflagen für Kupplungsscheiben, Bremstrommeln und -bänder.

Magnetwerkstoffe: In der Elektroindustrie werden sie zum Beispiel in Kleindynamos und zur Herstellung von Magnetsystemen in Meßgeräten benutzt.

Hartmetalle: Aus ihnen werden Verschleißteile gefertigt.

Kontaktwerkstoffe: Ihr Einsatz erfolgt in der Elektroindustrie, zum Beispiel zur Herstellung für Elektromotoren.

1.3. Rohstoffsituation in der DDR

1.3.1. Vorkommen an Primärrohstoffen in der DDR

Als Rohstoffe für die Metallurgie werden **Erze** benötigt.

▶ **Erze sind mineralische Stoffgemische, deren Metallanteil so groß ist, daß ihre technische Verarbeitung ökonomisch vertretbar ist. Erze sind Primärrohstoffe.**

Die DDR besitzt Erzlagertstätten nur in geringem Umfang (↗ Tab. 4).

Tabelle 4 Erzvorkommen der DDR

Erz	Formel	Vorkommen in der DDR
Roteisenstein	Fe_2O_3	Saalfeld, südlich von Wernigerode, Völpke-Badeleben
Brauneisenstein	$\text{FeO}(\text{OH})$	Schmiedefeld, Schmalkalden, Widmannsgereuth, Hüttenrode
Kupferschiefer		Mansfeld, Hettstedt, Eisleben, Sangerhausen, Niederröblingen
Bleiglanz	PbS	Hermisdorf, Freiberg, Altenberg
Zinkblende	ZnS	Freiberg
Zinnstein	SnO_2	Altenberg, Wiesa
Nickelerze		bei Glauchau
nichtbauxitische aluminiumhaltige Rohstoffe		Ton

① Woraus ergeben sich die Vorteile des Sauerstoffblasverfahrens gegenüber dem Windfrischen?

Die vorhandenen Erze mit hohem Metallanteil werden durch den ständig steigenden Abbau knapper. Man ist deshalb gezwungen, auch zum Abbau von mineralischen Stoffen, die nur geringe Anteile Metall enthalten, überzugehen. Dafür sind neue Technologien der Förderung und Anreicherung sowie neue Technologien der Metallherstellung aus diesen mineralischen Stoffen erforderlich. ①

- So steht zum Beispiel vor unserer metallurgischen Industrie die Aufgabe, künftig die Zinnproduktion aus eigenen Rohstoffen so zu steigern, daß der Bedarf der DDR am Werkstoff Zinn gedeckt werden kann.

Aus nichtbauxitischen, aluminiumhaltigen Rohstoffen wie Ton wird Aluminium hergestellt.

1.3.2. Austausch von Metallen durch andere Werkstoffe

Außer der Einführung neuer Technologien der Metallherstellung und -verarbeitung und der Einsparung von Metallen besteht eine weitere Möglichkeit, Rohstoffe und Metalle einzusparen darin, andere Stoffe statt der Metalle einzusetzen.

Seit langem ist der Austausch oder die Substitution von Metallen durch andere Werkstoffe bekannt. Verschiedenartige Werkstoffe, wie zum Beispiel Plaste, Keramik, Beton oder Glas, können an Stelle von Metallen eingesetzt werden. Solche Werkstoffe werden als **Austauschwerkstoffe** für Metalle bezeichnet. Entscheidend für den Austausch von Metallen ist die Beibehaltung oder eine Verbesserung der erforderlichen Gebrauchseigenschaften der Fertigerzeugnisse. ②

- Stahl kann zum Beispiel durch Hartgewebe/Polytetrafluoräthylen als Gleitmaterial ersetzt werden. Stahlrohre können durch Glasrohre ersetzt, Plastrohre für den Bau von Pipelines verwendet werden. ③ ④ ⑤

1.3.3. Sekundärrohstoffe als Rohstoffreserve

Außer den genannten Rohstoffvorkommen, die auch als **Primärrohstoffe** bezeichnet werden, stehen uns eine Vielzahl von **Sekundärrohstoffen** zur Verfügung.

Zu den Sekundärrohstoffen gehören Altstoffe (z. B. Altpapier, Flaschen, Gläser, Alttextilien, Schrott, Altöl), Produktionsabfälle (z. B. Späne, Blech-, Plast-, Holzabfälle) und Abprodukte (z. B. Schlacke, Asche).

In der Volkswirtschaft der DDR fallen etwa 350 verschiedene Arten von Sekundärrohstoffen an, etwa 65 ... 75 Mill. t je Jahr. Davon werden gegenwärtig jedoch erst 30 ... 35% genutzt. Der Einsatz von Sekundärrohstoffen hilft den materiellen und energetischen Aufwand bei der Herstellung von Metallen senken, spart Kosten für die Erkundung und Erschließung sowie für die Förderung einheimischer Primärrohstoffe ein und vermindert die Rohstoffimporte. ⑥

- Die DDR deckt gegenwärtig etwa 15% des Bedarfs an Industrierohstoffen durch den Einsatz von Sekundärrohstoffen. Insgesamt wird aber nur ein Drittel aller industriellen **Abprodukte** (ohne Abraum, Abwasser, Gülle und Siedlungsmüll) verwertet.

Tabelle 5 Massenanteil des Schwarz- beziehungsweise Nichteisenmetallschrotts an jeder geschmolzenen Tonne Metall

Metall	Massenanteil an Schrott je Tonne Metall in Prozent
Stahl	75
Kupfer	37
Blei	45
Zink	20

Beim Erfassen und Verwerten solcher Sekundärrohstoffe wie Schwarz- oder Nichteisenmetallschrott nimmt die DDR einen vorderen Platz in der Welt ein (↗ Tab. 5 und Tab. 6). Vorhandene Reserven müssen noch besser genutzt werden.

Die Nutzung des Schrotts als Rohstoff ermöglicht beträchtliche Energieeinsparungen bei der Metallproduktion.

Tabelle 6 Benötigte Energie für die Herstellung von 1 t Metall aus Primärrohstoffen beziehungsweise Sekundärrohstoffen

Metall	Energie je t Metall aus Primärrohstoffen in kWh	Energie je t Metall aus Sekundärrohstoffen in kWh
Stahl	4000	1500
Kupfer	13500	1700
Aluminium	51000	2000
Mangan	91000	900

Bei der Verwendung von Sekundärrohstoffen zur Herstellung von Stahl betragen die Kosten nur ein Viertel dessen, was beim Einsatz von Primärrohstoffen erforderlich ist. ⑦

Sekundärrohstoffe im Werte von 1,00 Mark bei Schrott ersetzen vergleichbare Primärrohstoffe im Werte von 1,30 Mark.

■ Im VEB Qualitäts- und Edelstahl-Kombinat Brandenburg sind 1981 zum Beispiel aus aufgehaldeten Stoffen und Schlacken 280000 t aufgearbeitet und daraus etwa 18000 t Schrott und 20000 t Eisenkonzentrat gewonnen worden (Tab. 7).

Mit einem Eisenanteil von 90 ... 100% übertrifft Schrott bei weitem die Eisenerze mit hohem Eisenanteil.

Tabelle 7 Beispiele zur Deckung des Rohstoffbedarfs

Rohstoff	Importanteil in Prozent	Sekundärrohstoff	Massenanteil am Rohstoffbedarf in Prozent
Eisenerze	90	Eisenwerkstoffe	50
Kupfererze	50	Kupfer	35
Bauxit	60	Aluminium	20
Bleierze	60	Blei	40
Zinkerze	70		

- ① Informieren Sie sich über Vorhaben der Verbesserung bestehender Abbau- und Verhüttungstechnologien in der DDR! [6] [7]
- ② Welche Vorteile bietet der Einsatz von Austauschwerkstoffen?
- ③ Nennen Sie Ihnen bekannte Beispiele aus dem Haushalt und der Industrie, bei denen Metalle mit Erfolg durch Austauschwerkstoffe ersetzt werden!
- ④ Überprüfen Sie die Verwendung von Metallen in Tabelle 2, und begründen Sie, ob diese gerechtfertigt eingesetzt werden!
- ⑤ Widerlegen Sie die Behauptung, Austauschwerkstoffe seien Ersatzstoffe für Metalle!
- ⑥ Warum sind die Kosten bei der Verarbeitung von Sekundärrohstoffen um drei Viertel geringer als beim Einsatz von Primärrohstoffen?
- ⑦ Interpretieren Sie die Tabellen 5 und 6 hinsichtlich der Bedeutung des Schrotts für die Herstellung von Metallen und der damit verbundenen Energieeinsparungen!

Die Bedeutung der vollständigen Erfassung, Aufbereitung und des Einsatzes des Sekundärrohstoffs Metallschrott in unserer Republik für die Metallherstellung wird besonders deutlich, wenn man die Ausgaben für den Import des Sekundärrohstoffs Metallschrott betrachtet. So wurden zum Beispiel 1979 von der DDR 89 Millionen Valutamark für den Ankauf von Metallschrott im nichtsozialistischen Wirtschaftsgebiet ausgegeben.

Es lohnt sich sogar, die Rückstände aus früheren Verarbeitungsprozessen von den Halden zu verwerten, um die darin enthaltenen Buntmetallanteile zu gewinnen.

Weitere Beispiele für die Nutzung von Sekundärrohstoffen sind die Verwendung von Hochofenschlacke zur Produktion von Hüttenbims und Düngemitteln, die Aufarbeitung von Konverterschlacke und Siemens-Martin-Schlacke zu Eisenkonzentrat, Møller- und Zuschlagstoffen und die Gewinnung von Eisenoxiden aus Braunkohlenasche. ①

■ Von der Schlacke aus den Hochöfen der Maxhütte Unterwellenborn werden jährlich 250 000 t direkt und 55 000 t von den Halden zur Herstellung von Portlandzement eingesetzt.

1.4. Zusammenarbeit der sozialistischen Länder im Rahmen des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe auf dem Gebiet der Metallurgie

Die UdSSR ist das einzige Land der Erde, das über sämtliche Rohstoffe auf seinem Territorium verfügt. Von diesem Reichtum haben alle sozialistischen Staaten auf der Grundlage einer eigennützigen integrativen ökonomischen Arbeitsteilung beziehungsweise kooperativen Zusammenarbeit großen Nutzen. Neben den wirksamen Wirtschaftsmaßnahmen unserer metallurgischen und metallverarbeitenden Industrie sind die mit der UdSSR vereinbarten Lieferungen an Energieträgern und Rohstoffen sowie eine umfangreiche Zusammenarbeit lebenswichtig für die DDR. [7; S. 82] ② ③

Die sozialistische ökonomische Integration zwischen den RGW-Staaten entwickelt sich zum gegenseitigen Vorteil der Mitgliedsländer, so daß der Warenaustausch im Rahmen des RGW verstärkt wird (↗ Tab. 8, S. 19).

Besonders eng ist die Zusammenarbeit zwischen der DDR und der UdSSR. Diese Zusammenarbeit geht auf dem Gebiet der Metallurgie von der gemeinsamen Rohstofferschließung in der UdSSR bis zum Austausch von Technologien und Spezialisten der verschiedensten Bereiche.

Ein Beispiel ist die Errichtung einer gemeinsamen Produktionsanlage für Ferrolegierungen im Kursker Gebiet.

• Eine Zusammenarbeit dieser Art spart Entwicklungszeiten und führt schneller zu ökonomisch günstigen Produktionsergebnissen. ④ ⑤

Tabelle 8 Warenaustausch der DDR mit den RGW-Staaten auf dem Gebiet der Metallurgie und der metallverarbeitenden Industrie (Auswahl an Beispielen)

Länder	DDR-Export nach	DDR-Import aus
UdSSR	Landmaschinen, Schienenfahrzeuge, Werkzeugmaschinen, Kräne, Kühlzüge, Schiffe, Tagebaueinrichtungen, Schmiede- und Präßeinrichtungen	Kupfer- und Eisenerze, Roheisen, Walzstahl, Formstahl, Steinkohle, NE-Metalle, Landmaschinen, Werkzeugmaschinen, Personenkraftwagen, Erzeugnisse der Mikroelektronik
VR Polen	Werkzeugmaschinen, polygrafische Maschinen, Tagebaueinrichtungen, Maschinen für die Leicht- und Lebensmittelindustrie	Straßenbaumaschinen, Textilmaschinen, Einrichtungen für Chemiebetriebe und Zuckerfabriken, Fernmeldeinrichtungen, Landmaschinen, Kohle
ČSSR	Werkzeugmaschinen, Landmaschinen, Straßenbaumaschinen, Lastkraftwagen, Reisewagen, Textilmaschinen	Hüttenanlagen, Personenkraftwagen, Lastkraftwagen, Straßenbahnwagen, Walzmaterial, Landmaschinen, Schiffskurbelwellen
VR Bulgarien	Metallurgische Einrichtungen, Werkzeugmaschinen, Baumaschinen, Tagebaugroßgeräte, Landmaschinen	Hebe- und Transporteinrichtungen, Geräte der Nachrichtentechnik und Elektronik
Ungarische VR	Werkzeugmaschinen, Straßenfahrzeuge, Landmaschinen, Hebe- und Transportmittel, Maschinen für die Elektroindustrie	Busse, Landmaschinen, Aluminium, Tonerde, Bauxit, Medizin- und Labortechnik, EDV-Geräte
SR Rumänien	Werkzeugmaschinen, Schiffe, Landmaschinen, Tagebaueinrichtungen, Hebe- und Transporteinrichtungen	Elektromotoren, Planierdraht, Personenkraftwagen, Güterwagen, Transformatoren, metallurgische Einrichtungen
Mongolische VR	Einrichtungen für Bergbaubetriebe und für Leicht- und Nahrungsmittelindustrie	Wolframkonzentrate, Bergbauprodukte
Republik Kuba	Baumaschinen, Landmaschinen, Bagger, Zentrifugen, Lastkraftwagen, polygraphische Maschinen, Einrichtungen für die Zement-, Chemie-, Leicht- und Nahrungsmittelindustrie	Nickel

- ① Welche Stoffe sind in Hochofen-, Konverter- und Siemens-Martin-Schlacke enthalten?
- ② Informieren Sie sich mit Hilfe des Atlas und von Nachschlagewerken über die Rohstoffvorkommen in der UdSSR und in den anderen sozialistischen Staaten!
- ③ Nennen Sie Vereinbarungen zur Zusammenarbeit auf dem Gebiet der Metallurgie zwischen der UdSSR und der DDR! [7]
- ④ Nennen Sie weitere aktuelle Beispiele für die ökonomische Integration der sozialistischen Länder!
- ⑤ Begründen Sie die Notwendigkeit der ökonomischen Integration der sozialistischen Länder!

Aufgaben

Einsparungen von Rohstoffen und der sparsame Gebrauch von Werkstoffen und Fertigerzeugnissen sind überall notwendig. Durch die Veränderung der Bedingungen des Stoffumsatzes bei chemischen Reaktionen können Rohstoffe und Fertigerzeugnisse eingespart werden.

1. Werden die Rohstoffe bei der Herstellung von metallischen Werkstoffen, Halbfabrikaten und Fertigerzeugnissen durch chemische Reaktionen eigentlich verbraucht?
Beantworten Sie die Frage unter Anwendung Ihrer Kenntnisse vom Gesetz der Erhaltung der Masse!
2. Betrachten Sie den Stoffumsatz chemischer Reaktionen, die in Betrieben Ihres Ortes und im Haushalt Ihrer Eltern ablaufen (z. B. Verbrennung von Kohle)!
3. Wo liegen in den Betrieben Ihres Ortes und im Haushalt noch ungenutzte Möglichkeiten, durch Verändern des unter Aufgabe 2. betrachteten Stoffumsatzes Rohstoffe, metallische Werkstoffe, Halbfabrikate und Fertigerzeugnisse einzusparen?
4. Die Verbesserung des Einsatzes und die Einsparung metallischer Werkstoffe, Halbfabrikate und Fertigerzeugnisse sind in erster Linie durch Maßnahmen der Intensivierung möglich.
Unterbreiten Sie Vorschläge zur Einsparung von Metallen durch Verändern des Stoffumsatzes bei der Herstellung eines Produkts!
5. Erläutern Sie die Bedeutung der nachfolgend aufgeführten Beispiele für Spar- und Intensivierungsmaßnahmen bei der Herstellung und beim Einsatz von metallischen Werkstoffen!
 - Mikrobiologische Aufarbeitung von Abprodukten und metallarmen Rohstoffen
 - Einsatz von Austauschstoffen; — Einsatz von Sekundärrohstoffen (↗ S. 16)
 - Komplexe Rohstoffnutzung (↗ S. 17)
 - Veredlung von Metallen durch Legieren (↗ S. 8, 43)
 - Nutzen einheimischer Rohstoffe (↗ S. 16)
 - Sicherung von geschlossenen Produktionskreisläufen
 - Nutzen des Gegenstromprinzips (↗ S. 39)
 - Einsatz der Pulvermetallurgie (↗ S. 14)
 - Entwickeln von abproduktarmen Technologien
 - Einsatz der Pfannenmetallurgie
 - Übergehen zur kontinuierlichen Arbeitsweise von Anlagen (↗ S. 14)
 - Schutz von Metalloberflächen gegen Korrosion (↗ S. 107)
 - Einsatz der Robotertechnik; — Einsatz der Mikroelektronik (↗ S. 13)
 - Übergehen zu spanlosen Umformtechnologien (↗ S. 15)
 - Abgestufte Behandlung von Metallen in der Wärme
 - Härten von Metallen (↗ S. 62)
 - Einsatz von technisch zuverlässigen Anlagen (↗ S. 50)
 - Einflußnahme auf die Änderung von Verbrauchergewohnheiten

Die Herstellung von Metallen spielte in der Entwicklung der Menschheit schon immer eine große Rolle. Metalle als Werkstoffe für Werkzeuge, Waffen, Gebrauchs- und Schmuckgegenstände lösten die natürlichen Werkstoffe Stein und Holz ab.

Natürliche Funde an Metallen waren zum Beispiel durch einfaches Umformen (→ TPÜ, S. 20), wie Hämmern und Treiben, bearbeitbar. ①

In der Natur kommen jedoch nur wenige Metalle *gediegen*, das heißt chemisch nicht gebunden, vor. Das sind vor allem Gold, Silber und Kupfer und ganz selten Eisen, das dann meteoritischen Ursprungs ist.

Einen wesentlichen Fortschritt in der Bearbeitung und Herstellung von Metallen brachte die Beherrschung des Feuers durch den Menschen. Der Fund einer um 4000 v. u. Z. gegossenen Kupferaxt beweist, daß um diese Zeit die Wärmebehandlung (→ PhiÜb, S. 108) des Kupfers bekannt gewesen sein mußte. Um 3500 v. u. Z. wurden in Ägypten Kupfer und Gold schon in größerem Maße verarbeitet. Bekannt ist der goldene Sarg des Pharaos Tut-Ench-Amun (1350 v. u. Z.), zu dem 110,4 kg Gold verarbeitet wurden, das in Nubien gewonnen wurde (Abb. 4).



Abb. 4
Goldmaske
des Pharaos Tut-Ench-Amun

① Nennen Sie weitere Beispiele für das einfache Umformen von Metallen!

- Meteoriten weisen durchschnittlich einen Massenanteil von 8 ... 10% Nickel, bis 0,6% Kobalt und bis 1% Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor, Chrom und Kupfer auf.

Die Ausmaße von in der Natur vorkommenden Fundstücken an reinen Metallen können sehr unterschiedlich sein.

- In einem Bergwerk am Lake Superior in Nordamerika wurden Kupferstücke von 750 t, in Schneeberg im Erzgebirge ein Silberstück von 5 t gefunden (↗ LB Kl. 8).

Der zunehmende Bedarf an Metallen und das Bedürfnis nach Verbesserung der Eigenschaften dieser Metalle führte im Laufe der Zeit zur Verwendung von Legierungen (↗ S. 43). Für Schmuckgegenstände wurden zum Beispiel Gold-Kupfer- oder Gold-Silber-Legierungen, für die Herstellung von Werkzeugen und Geräten Kupfer-Zinn-Legierungen (Bronzen) verwendet.

Der in einem geschichtlichen Zeitraum hauptsächlich verwendete Werkstoff veranlaßte den dänischen Vorgeschichtsforscher *Ch. J. Thomson* in der ersten Hälfte des 19. Jahrhunderts, die Werkstoffe als Ordnungssystem für die Datierung archäologischer Funde zu verwenden:

Steinzeit — Bronzezeit — Eisenzeit. ① ② ③

2.1. Erze

Weil der Bedarf an Metallen als Werkstoff ständig stieg, reichten die in der Natur vorhandenen Vorkommen an reinem Metall nicht aus. Man war gezwungen, die Metalle aus den natürlich vorkommenden chemischen Verbindungen, den Erzen (↗ S. 15f.), durch chemische Reaktionen herzustellen. Für die Herstellung der Metalle aus Erzen ist von Bedeutung, welchen Anteil die Metalle am Aufbau der Erdkruste ausmachen, wo sich Vorkommen bestimmter Erze auf der Erde befinden und welchen Massenanteil an Metallen die Erze aufweisen.

Am Aufbau der Erdkruste sind hauptsächlich Sauerstoff und Silizium beteiligt. Der Anteil der wichtigsten Metalle am Aufbau der Erdkruste ist aus der Tabelle 9, Seite 23, zu ersehen.

Erze enthalten unterschiedliche Massenanteile an Metallen und als Nebenbestandteile die Gangart. ④ ⑤

Eine volkswirtschaftlich vertretbare Herstellung von Metallen wird gegenwärtig bei Kupfererzen mit einem Massenanteil über 0,7% Kupfer, bei Bleierzen ab etwa 1,2% Blei, bei Zinkerzen ab 3% Zink und bei Eisenerzen mit mindestens 20% Eisen durchgeführt.

Nach der chemischen Zusammensetzung der Erze lassen sich **oxidische, karbonatische und sulfidische Erze** unterscheiden.

Oxidische Erze sind in der Natur vorkommende mehr oder weniger reine Oxide der Metalle, die unterschiedliche Anteile Wasser enthalten können. Die Namen, Zusammensetzung und Vorkommen einiger oxidischer Erze sind in Tabelle 10, Seite 24, zusammengestellt.

Die Namen, Zusammensetzung und Vorkommen einiger Karbonate, die als Erz abgebaut werden, sind in Tabelle 11, Seite 25, zusammengestellt.

Oxidische und karbonatische Erze befinden sich in der äußeren Erdkruste.

Sie können teilweise im Tagebau abgebaut werden (Abb. 5, S. 26). ⑥

Schwermetallerze sind häufig Sulfide, die Salze der Schwefelwasserstoffsäure H_2S . In Tabelle 12, Seite 25, sind die Zusammensetzung und das Vorkommen einiger sulfidischer Erze aufgeführt.

Bei den Namen der Erze treten mehrfach die Bezeichnungen Kies, Glanz oder Blende auf. Solche Bezeichnungen weisen auf bestimmte auffällige äußere Eigenschaften dieser Erze hin, die den Bergleuten in früheren Jahrhunderten schon zur Unterscheidung der Erze dienten. Von den natürlich vorkommenden Sulfiden wurden die metallisch aussehenden, hellgefärbten als **Kiese**, die metallisch glänzenden, dunkel aussehenden als **Glanze**, die nichtmetallischen, durchscheinenden oder dunklen und stark glänzenden als **Blend** bezeichnet.

Als **Spate** werden karbonatische Erze, die gut spaltbar sind, bezeichnet.

Durch das Ermitteln weiterer äußerer Eigenschaften, wie der Farbe, des Glanzes, der Härte, des Strichs (↗ S. 26), der Spaltbarkeit, eventuell vorhandener Kristallformen oder magnetischer

Tabelle 9 Anteil einiger Metalle am Aufbau der Erdrinde¹ im Vergleich zu Sauerstoff und Silizium

Name	Symbol	Massenanteil in Prozent
Sauerstoff	O	49,4
Silizium	Si	25,75

Aluminium	Al	7,51
Eisen	Fe	4,7
Kalzium	Ca	3,39
Natrium	Na	2,64
Kalium	K	2,40
Magnesium	Mg	1,94
Titan	Ti	0,58
Mangan	Mn	0,085
Chrom	Cr	0,033
Zink	Zn	0,02
Nickel	Ni	0,018
Vanadin	V	0,016
Kupfer	Cu	0,010
Wolfram	W	0,0055
Blei	Pb	0,002
Kobalt	Co	0,0018
Molybdän	Mo	$7,2 \cdot 10^{-4}$
Zinn	Sn	$6 \cdot 10^{-4}$
Kadmium	Cd	$1,1 \cdot 10^{-5}$
Platin	Pt	$2 \cdot 10^{-5}$
Silber	Ag	$4 \cdot 10^{-6}$
Wismut	Bi	$3,4 \cdot 10^{-6}$
Quecksilber	Hg	$2,7 \cdot 10^{-6}$
Gold	Au	$5 \cdot 10^{-7}$

¹ Die Angaben beziehen sich auf eine 16 km tiefe Schicht der Erde, einschließlich Atmosphäre (Luft) und Hydrosphäre (Meere)

Eigenschaften, waren die Bergleute schon vor etwa 500 Jahren ohne große Hilfsmittel in der Lage, Erze zum Teil „vor Ort“ zu erkennen und sie von unbrauchbarem Gestein zu unterscheiden. ☺

Beim Granit lassen sich verschiedene Körner, beim Sandstein Quarzkörner und Bindemittel unterscheiden. Erze sind aus gleichen Bestandteilen aufgebaut.

Eine jeden Stoff — Erz, Werkstoff — kennzeichnende Eigenschaft ist seine **Härte**. Von ihr hängt die Bearbeitbarkeit des Stoffes und seine Verwendung ab (↗ S. 63). In der Gesteins-

- ① Geben Sie die der Steinzeit, Bronzezeit und Eisenzeit entsprechenden geschichtlichen Zeiträume an!
- ② Warum muß die Zeiteinteilung in Steinzeit, Bronzezeit und Eisenzeit auf ein bestimmtes Territorium bezogen werden?
- ③ Diskutieren Sie den Zusammenhang dieser Zeiteinteilung mit der Ihnen bekannten Einteilung der gesellschaftlichen Entwicklung in sozialökonomischen Formationen! (↗ LB Stabü, Kl. 9)
- ④ Bestimmen Sie durch stöchiometrische Berechnung für verschiedene Eisenerze den Eisenanteil in Prozent!
Entnehmen Sie die Zusammensetzung der Eisenerze aus Tabelle 10, Seite 24!
- ⑤ Woraus besteht die Gangart (↗ LB 7, S. 87)?
- ⑥ Geben Sie die Vorteile des Erzabbaus im Tagebau an!
- ⑦ Betrachten Sie vergleichend Stücke von Marmor, Granit, Sandstein, Bleiglanz, Eisenkies, Kupferkies, Zinkblende und Schwefel!

Tabelle 10 Zusammensetzung und Vorkommen einiger oxidischer Erze

Name	Chemische Bezeichnung Formel	Vorkommen
Magneteisenstein (Magnetit)	Eisen(II, III)-oxid Fe_3O_4 (48 ... 73 % Eisen)	Sowjetunion, Schweden, Norwegen
Roteisenstein (Abart: Hämatit)	Eisen(III)-oxid Fe_2O_3 (30 ... 60 % Eisen)	Sowjetunion (Kriwoj-Rog, Kursk), DDR (Thüringen, Harz)
Brauneisenstein (Abart: Raseisenstein, Bohnerze, Limonit)	Eisen(III)-oxid (wasserhaltig) $Fe_2O_3 \cdot n H_2O$	Sowjetunion, Bundesrepublik Deutschland, Frankreich, DDR (Thüringen)
Rotkupfererz	Kupfer(I)-oxid Cu_2O	Mongolei, Australien, Nord- und Südamerika
Schwarzkupfererz	Kupfer(II)-oxid CuO	Mongolei, Australien, Nord- und Südamerika
Bauxit ¹	Aluminiumoxid Al_2O_3 im Gemisch mit anderen Oxiden ¹	Ungarn, Frankreich, Italien, Spanien, Jugoslawien, Nordamerika, Sowjetunion
Tonerde Kaolin (Porzellanerde) Lehm	Hauptsächlich Aluminiumoxide und Aluminiumsilikate	DDR (Thüringen)
Zinnstein	Zinn(IV)-oxid SnO_2	DDR (Erzgebirge), Malaysia, Indonesien, Bolivien, China
Rotzinkerz	Zinkoxid ZnO	Nordamerika
Braunstein (Pyrolusit)	Mangan(IV)-oxid MnO_2 (über 50% Mangan)	Sowjetunion
Manganit	Mangan(III)-oxid $Mn_2O_3 \cdot H_2O$	Indien
Hausmannit	Mangan(II, III)-oxid Mn_3O_4	Südafrika

¹ Bauxit aus Ungarn, der in der DDR verarbeitet wird, enthält etwa 54% Aluminiumoxid, 20% Eisenoxid, 7 ... 11% Siliziumdioxid, Wasser und Titan(IV)-oxid.

kunde ist die Härte keine absolute Größe, sondern eine Vergleichszahl. Ihre Kenntnis erlaubt eine erste Orientierung für die Härtebestimmung eines Erzes oder Gesteins. Nach einem Vorschlag des deutschen Mineralogen *Mohs* (1804) werden Härten von Mineralien durch das Ritzen eines Minerals durch ein anderes ermittelt.

Die *Mohs'sche* Härteskala hat 10 Stufen, bei denen jedes nachstehende Mineral die vorangehenden ritzen kann:

Talk oder Kaolin

Steinsalz oder Schwefel oder Gips

Kalkspat oder Kupfer

Flußspat

Apatit

Feldspat

Quarz

Topas

Korund

Diamant ①

Tabelle 11 Zusammensetzung und Vorkommen einiger karbonatischer Erze

Name	Chemische Bezeichnung Formel	Vorkommen
Spateisenstein (Eisenspat, Siderit)	Eisen(II)-karbonat FeCO_3 (30 ... 40 % Eisen)	Sowjetunion, Österreich (Steiermark)
Malachit	Kupfer(II)-karbonat/ Kupfer(II)-hydroxid $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$	Sowjetunion (Ural), Südamerika, Afrika, Australien
Kupferlasur	Kupfer(II)-karbonat/ Kupfer(II)-hydroxid $2 \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$	Sowjetunion, Afghanistan, Tibet, Chile
Zinkspat (Galmei) Weißbleierz	Zinkkarbonat ZnCO_3 Blei(II)-karbonat PbCO_3	Polen Sowjetunion, Bundes- republik Deutschland, Nordamerika, Mexiko, Spanien, Australien, DDR (Harz, Erzgebirge)

Tabelle 12 Zusammensetzung und Vorkommen einiger sulfidischer Erze

Name	Zusammensetzung Formel	Vorkommen
Schwefelkies (Eisenkies, Pyrit)	Eisensulfid FeS_2 (bis 45 % Eisen)	Polen, Bundesrepublik Deutschland, Spanien, Schweden
Kupferglanz	Kupfer(I)-sulfid Cu_2S	Sowjetunion (Ural), Spanien, Portugal
Buntkupferkies (Buntkupfererz)	Cu_3FeS_3	Norwegen, Schweden, Kanada, Amerika
Fahlerz	Kupfer(I)-sulfid Cu_2S mit Antimon Sb, Arsen As, Eisen Fe und Silber Ag	DDR (Harz östl. Vorland ¹ , Erzgebirge)
Zinkblende	Zinksulfid ZnS	Sowjetunion (Kasachstan), Bundesrepublik Deutsch- land, DDR (Erzgebirge, Harz)
Bleiglanz	Blei(II)-sulfid PbS und Silber Ag	Sowjetunion, Bundes- republik Deutschland, Spanien, Mexiko, Australien, DDR (Harz, Erzgebirge)

¹ Der „Mansfelder Kupferschiefer“ ist ein Sedimentgestein mit Anteilen an Buntkupferkies, Kupferkies, Kupferglanz, Fahlerz, Pyrit, Zinkblende und anderen Gesteinen mit einem durchschnittlichen Kupferanteil von 0,6 ... 1,5% Kupfer. ② ③

- ① Ermitteln Sie in einem Lexikon die Zusammensetzung der angeführten Mineralien!
 ② Informieren Sie sich im Atlas oder im Lexikon über Erzvorkommen in der DDR!
 ③ Wo befinden sich in der Sowjetunion beziehungsweise in anderen sozialistischen Ländern Gebiete des Erzbergbaus, aus denen Erze in die DDR geliefert werden? (↗ LB Geo Kl. 7 u. 10)

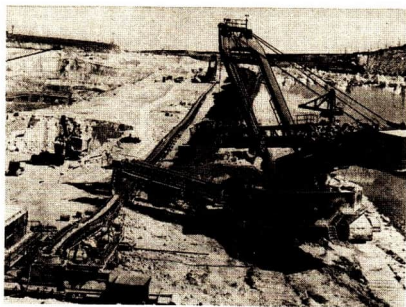


Abb. 5 Erztagebau
in Kriwoi-Rog

1
▼

Führen Sie eine einfache Härtebestimmung eines Minerals durch Ritzversuche durch!

Verwenden Sie als Orientierung:

Fingernagel ritzt bis etwa Härte 2,

Kupfermünze ritzt bis etwa Härte 3,

Glas ritzt bis etwa Härte 4,

Messerklinge ritzt bis etwa Härte 5,

Funkenbildung beim Anschlagen an Stahl etwa Härte 6.

Zur Orientierung die Härten einiger Stoffe:

■

Härte nach Mohs für einige Stoffe:

0,4 Natrium

0,5 Graphit

1,2 Asphalt

1,5 Eis, Blei

1,7 Alabaster

1,8 Zinn

2,0 Kadmium

2,2 Bernstein

2,5 Gold, Kupfer, Zink, Steinkohle

2,6 Magnesium

2,7 Silber

2,8 Aluminium, Glimmer

2 ... 3 Bleiglanz

3,0 Barium

3,5 Messing, Marmor

3 ... 4 Zinkblende, Kupferkies

4,0 Titan, Eisenspat, Dolomit

4,0 ... 4,5 Eisen

4,3 Platin

5,0 Nickel, Kobalt, Zinkspat, Asbest

6,0 Mangan, Magnetit

6,3 Pyrit, Eisenkies

7,0 Osmium, Tantal, Silizium, Feuerstein,
Granit, Granat

8,0 Smaragd

9,0 Chrom, Rubin, Schmirgel

9,5 Bor, Siliziumkarbid

9,8 Borkarbid ① ②

Einige Erze lassen sich durch die charakteristische Färbung eines **Striches** bestimmen, den man erhält, wenn man eine Probe des Erzes über eine raue Porzellanfläche, zum Beispiel den Boden einer Reibschale, zieht. Die Farben des Striches einiger Erze sind in Tabelle 13 angegeben.

2
▼

Bestimmen Sie mit Hilfe der Strichprobe einige Ihnen nicht bekannte Erze! ③

■

Auch der Goldschmied nutzt die Strichprobe zur Bestimmung von Edelmetallen, führt mit dem erhaltenen Strich jedoch noch anschließend Löslichkeitsprüfungen durch. ④

Einige Erze mit gut ausgebildeter Kristallstruktur (Abb. 6, Abb. 7) spalten bei Druckanwendung, zum Beispiel bei einem Schlag mit dem Hammer oder beim Mörsern, und liefern dabei Bruchstücke mit ganz oder teilweise ebenen, glatten Flächen.

Tabelle 13 Strichfarben einiger Erze

Farbe der Strichprobe	Name des Erzes
schwarz	Bleiglanz, Eisenkies (Pyrit)
grauschwarz	Magneteisenstein
grünschwarz	Kupferkies
rot	Roteisenstein
rotbraun	Spateisenstein, Rotkupfererz
braun	Brauneisenstein
gelblich-weiß	Zinkblende



Abb. 6 Magnesitkristalle

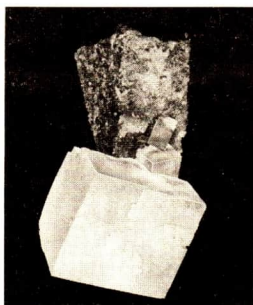


Abb. 7 Halitkristalle

Zu diesen Erzen gehören zum Beispiel Bleiglanz, Pyrit und Zinkblende, die bei der Probe auf Spaltbarkeit solche Bruchstücke liefern.

Bestimmen Sie durch die Probe auf Spaltbarkeit ein unbekanntes Erz!

Zum Unterscheiden und Erkennen eines Erzes reicht meist nicht die Bestimmung eines der Merkmale, die durch die Experimente 1, 2 und 3 bestimmbar sind, aus. ⑤

- ① Begründen Sie, weshalb Smaragde, Rubine und Granate als Schmucksteine, Borkarbid als Glasschneider verwendet werden können!
- ② Auf welche Weise kann Diamant geschliffen werden?
- ③ Weshalb sind Härte- und Strichproben nur Orientierungsbestimmungen für die Härte eines Stoffes?
- ④ Fragen Sie einen Goldschmied, welche Lösungsversuche er mit dem „Strich“ von Edelmetallen auf Porzellan durchführt!
- ⑤ Stellen Sie die nach den Experimenten 1, 2 und 3 erkannten Merkmale von Erzen nach Tabelle 14 zusammen!

Tabelle 14

Name des Erzes	Farbe	Glanz	Härte	Strich	Spaltbarkeit	Kristallform	magnetisch
Eisenkies	messinggelb	metallisch	6	schwarz	nicht spaltbar		
Zinkblende	braun	diamantartig					

2.2. Die Aufbereitung der Erze zur Verhüttung

Die im Bergbau gewonnenen Erze müssen für die **Verhüttung**, die großtechnische Verarbeitung von Erzen und Schrott zu technischen Metallen in Hüttenwerken, durch verschiedene Arbeitsverfahren vorbereitet werden. Dazu angewandte Aufbereitungsverfahren sind das **Brechen**, **Sieben**, **Anreichern** und **Stückigmachen** der Erze.

2.2.1. Das Zerkleinern und Stückigmachen der Erze

Brechen und Sieben sind mechanische Arbeitsvorgänge, durch die die Erze zerkleinert und in die gewünschten Korngrößen getrennt werden. Nach der Korngröße unterscheidet man die **Grobzerkleinerung** (Korngröße über 80 mm, „faustgroße Stücke“), die **Mittelzerkleinerung** (Korngröße 10 ... 80 mm, „grießförmig bis nußgroße Stücke“) und die **Feinzerkleinerung** (Korngröße unter 10 mm, „grießförmig bis staubfein“), deren Anwendung vom beabsichtigten Verhüttungsverfahren abhängt.

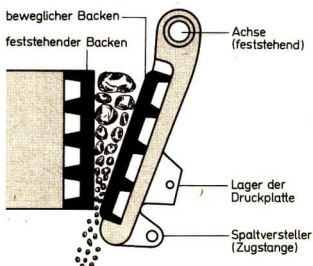


Abb. 8 Prinzipskizze eines Backenbrechers

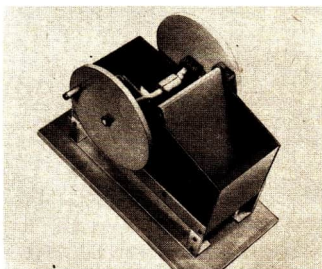


Abb. 9 Modell eines Backenbrechers

Zu den in der Metallurgie verwendeten Zerkleinerungsmaschinen gehören **Brecher**, **Mühlen**, früher auch **Pochwerke**.

Pochwerke gehören zu den ältesten Zerkleinerungsmaschinen und zeugen vom Erfindergeist der Menschen früherer Jahrhunderte. Eine hölzerne Säule wurde mit einem schweren Stahlschuh, dem Pochhammer, versehen.

Von einer Welle mit „Daumen“ angehoben, zertrümmerte der Pochhammer beim freien Herunterfallen das auf dem Amboß (Pochsohle) liegende Erz.

Im Laufe der Entwicklung wurden immer bessere Zerkleinerungsmaschinen konstruiert.

Dazu gehört zum Beispiel der **Backenbrecher**, bei dem das Erz zwischen einem festen und einem beweglichen Backen aus festem Mangan-Stahl zerdrückt wird. Der lose Backen wird durch eine Exzenterkurbel bewegt (Abb. 8 und Abb. 9). ①

Moderne Backenbrecher können bis zu 100 m³ Erz je Stunde zerkleinern. ② ③

Nach dem Zerkleinern wird das Erz gesiebt. Eingesetzt werden **Schwingsiebe** (Abb. 10), **Band-siebe** und **Trommelsiebe**. ④ ⑤

► **Siebinrichtungen ermöglichen eine Klassierung von Erzen in verschiedenen Korngrößen.**

Die bei den Brech- und Anreicherungsarbeiten anfallenden Erz-Gesteinsmassen können der Verhüttung nur zugeführt werden, wenn sie eine Mindeststückgröße (beim Hochofen 25 ... 60 mm)

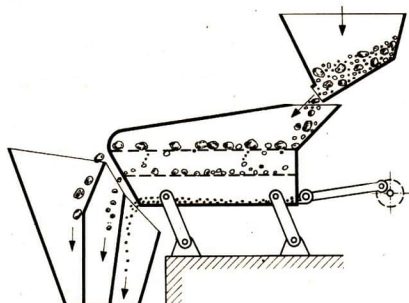


Abb. 10
Prinzipskizze
eines Schwingesiebes

aufweisen. Dazu dienen mechanische beziehungsweise mechanisch-thermische Verfahren, wie das **Brikettieren**, das **Sintern** und das **Pelletisieren**.

Beim **Brikettieren** wird das Feinerz allein oder zusammen mit Bindemitteln in mechanischen oder hydraulischen Pressen zu Briketts gepreßt, die den Festigkeitsbelastungen beim Beschicken der Verhüttungsanlagen genügen, jedoch wenig gasdurchlässig sind.

Beim **Sintern** (↗ TPÜ, S. 19) wird das Erz-Gangart-Gemisch bis dicht unter seine Schmelztemperatur erhitzt, wobei die Anteile nicht nur aneinander haften, sondern gleichzeitig auch chemische Umwandlungen ablaufen. Das Sintern kann in Pfannen (diskontinuierlich) oder auf endlosen Rostbändern (kontinuierlich) erfolgen. Beim Kalksinterverfahren im VEB Eisenhüttenkombinat Ost wird dem feingemahlenerz mit schlechter Bindefähigkeit (Siliziumdioxidanteil bis über 30%) gebrannter Kalk zugemischt, wodurch eine bessere Krümelstruktur erreicht wird. ©

Eine weitere Möglichkeit zur Verbesserung der Eigenschaften der Erzrohstoffe stellt das **Agglomerieren** (auch Pelletisieren oder Kugelsintern genannt) dar. Dabei wird das Erz-Gangart-Zuschlag-Gemisch mittlerer Korngröße (etwa 0,2 mm) zunächst unter Zusatz von Wasser zu kugelförmigen Agglomeraten geformt, die danach in einem Schachtofen zu Pellets von 10 bis 20 mm Durchmesser gebrannt werden. Der Sinter kann der Verhüttung direkt zugeführt werden.

- ① Fertigen Sie nach Abbildung 9, Seite 28, das Modell eines Backenbrechers an!
- ② Informieren Sie sich über weitere Arten von Erzzerkleinerungsmaschinen durch Betriebs- und Museumsbesuche (Frohnauer Hammer, Polytechnische Museen) beziehungsweise durch das Studium technologischer Literatur!
- ③ Fertigen Sie sich eine Übersicht über Zerkleinerungsmaschinen für die Erzzerkleinerung nach folgendem Schema an!

Maschinenbezeichnung	Arbeitsprinzip der Maschine
----------------------	-----------------------------

- ④ Ermitteln Sie aus dem Namen die Arbeitsprinzipien der genannten Siebeinrichtungen!
- ⑤ Klassieren Sie einen natürlichen Kiessand nach selbstgewählten Korngrößenbereichen mit einem Siebsatz (aus der Biologiesammlung)!
- ⑥ Nennen Sie Verfahren und Produkte der Festigung von Werkstücken, bei denen das Sintern angewendet wird (↗ TPÜ, S. 18/19).

2.2.2. Das Anreichern der Erze

Ziel des „Anreicherns“ ist es, die anfallenden Erze verhüttungsfähig zu machen, indem der Anteil an Metall erhöht beziehungsweise die chemische Zusammensetzung verändert wird. Das geschieht je nach Art und Beschaffenheit der Erze auf unterschiedliche Weise. Es lassen sich **mechanische** und **thermisch-chemische Anreicherungsverfahren** unterscheiden.

Das älteste, manuell mechanische Verfahren ist das „Klauben“, das heißt, das Trennen von Erz und Gangart von Hand. Es wird auch heute noch beim Aufbereiten von Eisenberger Roherz angewandt, um Gesteinsstücke aus dem Roherz zu entfernen.

Magnetische Erze können maschinell von der Gangart mit dem **Magnetscheider** getrennt werden. Dabei wird ein gemahlenes Erz-Gangart-Gemisch über ein Band an einem feststehenden Magneten vorbeigeführt, der sich in einer rotierenden Trommel befindet. Die magnetischen Teile werden an der Trommel festgehalten, bis sie aus dem Kraftfeld des Magneten gelangen und abfallen. Das taube Gestein fällt infolge der Fliehkraft vorher ab.

Ein Funktionsmodell eines Magnetscheiders läßt sich selbst anfertigen (Abb. 11). ①

Zu den naßmechanischen Verfahren der Erzanreicherung gehören die „Schwerkraftsortierung“ (Trennen von Erz und Gangart in wäßriger Aufschlämmung auf Grund ihrer unterschiedlichen Dichte), zum Beispiel in Goldwäschereien, und die technisch wichtige **Flotation** oder **Schwimm-aufbereitung** auf der Grundlage der unterschiedlichen Benetzbarkeit von Erz und Gangart gegenüber Wasser.

Einer aus feingemahlenem Erz-Gangart-Gemisch und Wasser bestehenden „Erztrübe“ werden in einer „Flotationszelle“ Chemikalien beigegeben, durch welche die Teilchen beider Anteile unterschiedlich benetzbar werden. Durch Zugabe von Schäummitteln und Einblasen von Luft wird mit Hilfe eines Rührwerks ein Schaum erzeugt, der das Erzkonzentrat nach oben trägt, wo es ständig abgezogen wird. Die Gangart sammelt sich am Boden der Zelle und kann von dort abgelassen werden. Dieses Verfahren ist heute das wichtigste zur Anreicherung sehr feinkörnig anfallender Erze aller Nichteisenmetalle (Abb. 12).

4
▼

Führen Sie in einem Modellexperiment die Erzanreicherung durch Flotation durch!

Chemikalien: Kupferkies oder Kupfer(II)-oxid oder Pyrit, Quarzmehl oder Marmor-mehl, Graphit- oder Steinkohlenpulver, Schwefelpulver, Eisenpulver, Maschinenöl oder Paraffinöl, Brennspritus, Wasser

Geräte: Halbmikro-Reagenzglas, Halbmikro-Rührer, Mörser mit Pistill

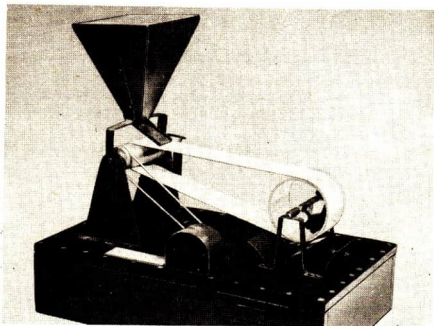


Abb. 11
Modell
eines Magnetscheiders

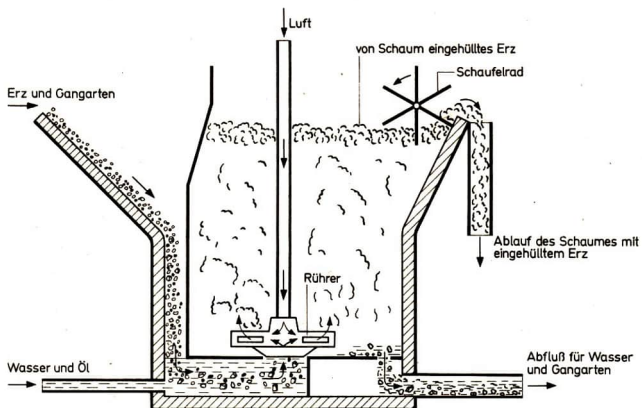


Abb. 12 Flotationszelle

Durchführung

1. Stellen Sie ein Gemisch aus 1 Raumteil feingepulvertem Kupferkies, Pyrit oder Kupfer(II)-oxid und 5 Raumteilen Quarzmehl oder Marmor­mehl her! (Imitation des Erz-Gangart-Gemisches)
2. Geben Sie von dem Gemisch 0,5 g (etwa 0,5 cm hoch) in das Halbmikro-Reagenzglas, fügen Sie etwa 4 ml Wasser zu, und wirbeln Sie die Festsubstanz durch mehrfaches Auf- und Abbewegen des Rührers auf!
3. Lassen Sie absetzen!
4. Wiederholen Sie Schritt 2. und 3., nachdem Sie vor dem Aufwirbeln 1 ... 2 Tropfen Maschinenöl oder Paraffinöl zugegeben haben!

Auswertung

1. Vergleichen Sie Ihre Beobachtungen vor und nach Zugabe von Maschinenöl!
Eine Trennung nur durch Wasser ist nicht möglich. Nach Zugabe des Öls wird durch den entstehenden Schaum der Stoff mit der größeren Dichte nach oben getragen.

■ Weitere für die Flotationstrennung geeignete Gemische sind: Eisen(II)-oxid, Eisen(III)-oxid, Mangan(IV)-oxid, Chrom(III)-oxid, Marmorpulver, Wasser, Paraffinöl; Kupfer(II)-karbonat, Quarzsand, Wasser, 2 Tropfen Öl und Fit; Kupfer(II)-oxid, Steinkohlenpulver, Wasser und 2 Tropfen Öl; Steinkohlenpulver, Quarzsand, Wasser und 2 Tropfen Öl; Schwefelpulver, Eisenpulver, Wasser und 2 Tropfen Brenns­piritus.

Zu den thermisch-chemischen Anreicherungsverfahren gehören auch das „Brennen“ (thermisches Zersetzen) karbonatischer und das „Rösten“ (Erhitzen im Luft- beziehungsweise Sauerstoffstrom) sulfidischer Erze, wobei in beiden Fällen verhüttungsfähige Oxide entstehen. ②

- ① Fertigen Sie ein Funktionsmodell eines Magnetscheiders an, und trennen Sie damit ein Gemisch von Eisenspänen und Kiessand (↗ Abb. 11)!
- ② Bei welchem chemisch-technischen Prozeß haben Sie bereits das thermische Zersetzen eines Karbonats kennengelernt? (↗ LB 8, S. 141 ff.)

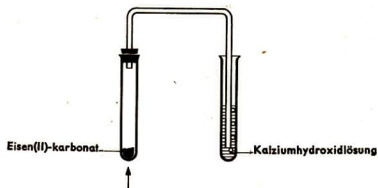


Abb. 13
Thermische Zersetzung
von Eisen(II)-karbonat

5

Führen Sie das thermische Zersetzen von Eisen(II)-karbonat (oder Eisenspat) durch, und weisen Sie dabei das Abprodukt nach!

Vorüberlegung

1. Welche Produkte können entstehen?
2. Welchen Aggregatzustand besitzen Ausgangsstoff und Reaktionsprodukte?
3. Wie muß die Apparatur beschaffen sein, damit Sie das Abprodukt nachweisen können?
4. Welche Apparatur schlagen Sie vor? Vergleichen Sie diese mit Abbildung 13!

Durchführung

1. Beschriften Sie ihre Experimentieranordnung!
2. Stellen Sie Chemikalien und Geräte zusammen!
3. Führen Sie das Experiment nach einer von Ihnen vorgeschlagenen und vom Kursleiter bestätigten Experimentieranordnung durch!

Auswertung

1. Welche chemische Reaktion lief im ersten, welche im zweiten Reagenzglas ab?
2. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen!

Beim thermischen Zersetzen von Metallverbindungen können unterschiedliche chemische Reaktionen ablaufen. Die entstehenden Produkte sind unterschiedlich. Manche der chemischen Reaktionen können zum Nachweis bestimmter Stoffklassen dienen.

- Aus Quecksilberoxid kann das Metall durch Erhitzen direkt gewonnen werden.

$$2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$$

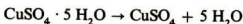
Alkalimetallnitratre geben beim Erhitzen Sauerstoff ab. Die Nitratre gehen dabei zunächst in die hitzebeständigeren Nitrite, Salze der salpetrigen Säure HNO_2 , über.



Bei **Schwermetallnitraten** erhält man neben Sauerstoff Stickstoffdioxid und das Metalloxid.



Andere Salze, zum Beispiel Sulfate und Chloride, geben zunächst das im Salzkristall gebundene Kristallwasser ab, bevor sie zum Teil in andere Verbindungen übergehen.



6

Führen Sie im Glühröhrchen die thermische Zersetzung einzelner Kristalle verschiedener Salze durch! Beachten Sie das eventuelle Entstehen von giftigen Nebenprodukten!

Achtung! Arbeiten Sie unter dem Abzug beziehungsweise mit einem Aktivkohle-Absorptionsrohr. ①

In einigen Fällen können thermische Spaltungen von Stoffen zur Herstellung von Gasen genutzt werden.

7
▼ *Stellen Sie Sauerstoff durch thermisches Zersetzen von Kaliumnitrat dar, und weisen Sie den entstandenen Sauerstoff nach!*

Geräte: Reagenzglas, Stativ mit Klemme, Bunsenbrenner

Chemikalien: Kaliumnitrat, Kohlenstoff, Schwefel, Holz

Durchführung

1. Bringen Sie im Reagenzglas etwa 2 g Kaliumnitrat zum Schmelzen!
2. **Vorsicht!** Werfen Sie in die Schmelze nacheinander erbsengroße Stücke von Kohlenstoff, Schwefel und Holz!

Auswertung

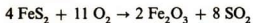
Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die ablaufenden Oxydationsreaktionen!

Aus den in der Natur als Erze zahlreich vorkommenden Metallsulfiden lassen sich die Metalle nur schwer oder gar nicht direkt herstellen. Von großer Bedeutung ist daher für die technische Herstellung dieser Metalle der **Röstprozeß** (früher auf Rosten durchgeführt), bei dem die sulfidischen Erze durch Erhitzen im Luft- oder Sauerstoffstrom in Oxide umgewandelt werden, die beim nachfolgenden Verhüttungsprozeß reduziert werden.

Das beim Rösten gleichzeitig entstehende Schwefeldioxid wird als Ausgangsstoff für die Schwefelsäureherstellung eingesetzt.

► **Unter Rösten versteht man die Oxydation von Metallsulfiden zu Metalloxiden und Schwefeldioxid.**

Beim Rösten von Eisensulfid beziehungsweise Nickelsulfid laufen folgende chemische Reaktionen ab:



8
▼ *Führen Sie das Rösten eines sulfidischen Erzes, zum Beispiel Pyrit, Bleiglanz, Zinkblende, durch, und weisen Sie das Schwefeldioxid nach!*

Durchführung

1. Füllen Sie in ein schräg eingespanntes Verbrennungsrohr jeweils einige Spatelspitzen der genannten Metallsulfide!
2. Erhitzen Sie die Metallsulfide im Verbrennungsrohr mit dem Brenner!

Auswertung

1. Welche Art chemischer Reaktionen treten beim Rösten der jeweiligen Sulfide auf?
2. Weshalb können Sie das Reaktionsprodukt Schwefeldioxid nachweisen, indem Sie in die aufsteigenden Gase feuchtes Indikatorpapier halten?
3. Woran erkennen Sie die entstandenen Metalloxide?
4. Stellen Sie durch stöchiometrische Berechnungen fest, ob eine „Anreicherung“ des Metallanteils in den Erzen erreicht wird!

① Weisen Sie durch eine stöchiometrische Berechnung nach, daß durch thermisches Zersetzen von Eisen(II)-karbonat beziehungsweise Kupfer(II)-sulfat eine „Anreicherung des Metallanteils im Erz“ erreicht werden kann!

② Sowohl beim Brennen von Karbonaten als auch beim Rösten von Sulfiden entstehen Metalloxide und Nichtmetalloxide. Worin besteht der Unterschied beider chemischer Reaktionen?

Ein über den Rahmen der technischen Erzanreicherung hinausgehender Prozeß wird als **Röstreaktion** bezeichnet. Hierbei wird das entsprechende Metallsulfid nur teilweise abgeröstet und danach das Gemisch aus Metalloxid und Metallsulfid unter Luftabschluß weiter erhitzt. Solche chemischen Reaktionen werden bei der technischen Herstellung von Blei, Kupfer und anderen Schwermetallen genutzt (↗ S. 41).

2.3. Chemische und physikalische Grundlagen der Metallherstellung

Redoxreaktionen (↗ ChiÜb, S. 54) sind chemische Reaktionen, die unter anderem bei der großtechnischen Herstellung von Roheisen und Stahl und anderer Metalle sowie bei der Herstellung der Halbmetalle Silizium und Bor eine Rolle spielen.

Da Redoxreaktionen häufig erst bei höheren Temperaturen ablaufen, können nur einige im Laboratorium durchgeführt werden. Die technische Durchführung von Redoxreaktionen zur Metallherstellung ist gegenwärtig noch sehr energieaufwendig. Die notwendige Wärmemenge muß meist im Reaktionsofen durch gleichzeitig ablaufende andere Oxydationsreaktionen gewonnen werden.

Als **Reduktionsmittel** werden sowohl in der Technik als auch bei Laborexperimenten **Wasserstoff, Kohlenstoff, Kohlenmonoxid** und **unedle Metalle** verwendet. ①

2.3.1. Reduktion von Metalloxiden durch Wasserstoff

Eine Reihe von Metallen läßt sich aus ihren Oxiden durch Reduktion mit Wasserstoff herstellen. Dabei können sehr reine Metalle, wie zum Beispiel das in der Elektronik verwendete Germanium aus seinem Oxid, dem Germanium(IV)-oxid, hergestellt werden. ②

▼ *Reduzieren Sie Kupfer(II)-oxid [oder Blei(II)-oxid oder Eisen(III)-oxid oder Zinn(IV)-oxid] mit Wasserstoff!*

Vorüberlegung

1. Wie können Sie Wasserstoff herstellen?
2. Welche Produkte werden beim Reduzieren der genannten Stoffe entstehen, und wie können Sie diese erkennen oder nachweisen?
3. Was für eine Apparatur würden Sie vorschlagen? Begründen Sie ihren Vorschlag!
4. Welche besonderen Arbeitsschutzmaßnahmen müssen Sie beim Arbeiten mit Wasserstoff beachten?

Geräte: Halbmikro-Reaktionskolben, Halbmikro-Reaktionsrohr, Glaswolle, Papprinne

Chemikalien: Kupfer(II)-oxid [oder Blei(II)-oxid oder Eisen(III)-oxid oder Zinn(IV)-oxid] Zink (gran.), Salzsäure (etwa 10%ig)

Durchführung

1. Füllen Sie mit Hilfe einer kleinen Papprinne eine etwa 2 cm breite Schicht pulverisiertes Metalloxid in das Halbmikro-Reaktionsrohr ein!
2. Drehen Sie das Halbmikro-Reaktionsrohr so, daß Sie die Papprinne ohne die Substanz wieder herausziehen können!
3. Schieben Sie von beiden Seiten einen Glaswollebausch vor die Substanz!
4. Geben Sie in den Halbmikro-Reaktionskolben 2 ... 3 Granalien Zink!
5. Nehmen Sie mit dem Halbmikro-Tropfer des Halbmikro-Reaktionskolbens Salzsäure auf!

6. Verschließen Sie den Halbmikro-Reaktionskolben, und verbinden Sie diesen mit dem Halbmikro-Reaktionsrohr!
7. Entwickeln Sie im Halbmikro-Reaktionskolben Wasserstoff, und führen Sie die Knallgasprobe durch!
8. Erhitzen Sie das Metalloxid etwa 3 ... 5 min!
9. Kühlen Sie die Reaktionsprodukte im Wasserstoffstrom ab!

Auswertung

1. Welche Veränderungen sind bei den Metalloxiden zu erkennen?
2. Warum entstehen bei einzelnen Metalloxiden erstarrte Schmelzen?
3. Wie erklären Sie das Auftreten von Flüssigkeitstropfen an kalten Stellen des Halbmikro-Reaktionsrohres?
4. Entwickeln Sie für die chemischen Reaktionen die chemischen Gleichungen!

2.3.2. Reduktion von Metalloxiden durch Kohlenstoff

Andere technische Herstellungsverfahren für Metalle beruhen auf der Reduktion der Metalloxide durch Kohlenstoff. In der Technik wird dazu Koks eingesetzt. ⑤

Reduzieren Sie Kupfer(II)-oxid [oder Blei(II)-oxid oder Zinkoxid oder Eisen(III)-oxid] mit Kohlenstoff! Weisen Sie das dabei entstehende Kohlendioxid nach!

Geräte: Mörser mit Pistill, Halbmikro-Reagenzglas, Halbmikro-Gaswäscher

Chemikalien: Kupfer(II)-oxid, Blei(II)-oxid, Zinkoxid, Eisen(III)-oxid, Bariumhydroxidlösung, Holzkohle

Durchführung

1. Stellen Sie durch Mischen im Mörser Gemische folgender Zusammensetzung her:
 - a) 2 Spatel Kupfer(II)-oxid und 2 Spatel Holzkohlepulver,
 - b) 1 Spatel Blei(II)-oxid und 1 Spatel Holzkohlepulver,
 - c) 1 Spatel Zinkoxid und 1 Spatel Holzkohlepulver,
 - d) 2 Spatel Eisen(III)-oxid und 3 Spatel Holzkohlepulver!
2. Füllen Sie von diesen Gemischen jeweils eine 1 cm hohe Schicht in ein Halbmikro-Reagenzglas ein, und schließen Sie einen Halbmikro-Gaswäscher an, in dem sich Bariumhydroxidlösung befindet!
3. Erhitzen Sie die Metalloxid-Kohlenstoff-Gemische bis zur dunklen Rotglut!

Auswertung

In den Halbmikro-Gaswäschern bilden sich bei jedem Gemisch weiße Niederschläge.

1. Welches Reaktionsprodukt liegt als weißer Niederschlag in den Halbmikro-Gaswäschern vor?
2. Entwickeln Sie für die chemische Reaktion zur Bildung dieses Niederschlags die chemische Gleichung!

① Nennen Sie Vor- und Nachteile der auf Seite 34 genannten Reduktionsmittel! Berücksichtigen Sie bei Ihren Überlegungen den Aggregatzustand der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte, die notwendigen Apparaturen und die Energiebilanz für die entsprechenden Redoxreaktionen!

② Entwickeln Sie die chemische Gleichung für die Reaktion von Germanium(IV)-oxid mit Wasserstoff!

③ Weshalb verwendet man zur Verhüttung von Metalloxiden Koks und nicht Steinkohle?

Die Reaktionsprodukte in den Halbmikro-Reagenzgläsern haben unterschiedliche Beschaffenheit und Färbungen. Bei Gemisch a) und b) treten ein grauer Metallbelag, bei Gemisch c) kleine graue Kügelchen und bei d) kleine Metallsplitter auf.

3. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Bildung dieser Reaktionsprodukte! ① ② Kohlenstoff und Kohlenmonoxid werden auch beim Hochofenprozeß als Reduktionsmittel verwendet (↗ LB 7, S. 88).

11

Führen Sie ein Modellexperiment zum Hochofenprozeß entsprechend der Experimentieranordnung im Lehrbuch Chemie, Klasse 7, durch! (↗ LB 7, S. 88)

2.3.3. Reduktion von Metalloxiden durch Metalle

Metalloxide, bei denen die Reduktion mit Kohlenstoff schlecht oder gar nicht möglich ist, können durch unedle Metalle — technisch meist durch Aluminium — reduziert werden.

Das **aluminothermische Verfahren** wird nicht nur zur Herstellung von Eisen (↗ LB 7, S. 84ff.), sondern auch zur technischen Gewinnung der Metalle Chrom, Mangan, Vanadium, Nickel, Wolfram und des Nichtmetalls Silizium angewendet. ③

Gemische aus den entsprechenden Oxiden und Aluminium werden in einen Schamottetiegel gefüllt und müssen dann mit Hilfe spezieller Zündgemische zur Reaktion gebracht werden. Infolge der hohen Temperatur, die bei der dann einsetzenden Redoxreaktion entsteht, schmelzen die Metalle und sammeln sich am Boden des Tiegels, bedeckt von einer Schicht flüssiggewordener Schlacke aus Aluminiumoxid.

Wegen der besonderen Reaktionsbedingungen können diese Reaktionen nicht im Kurs durchgeführt werden. Einen Einblick in die Darstellung von Metallen durch Reduktion aus ihren Oxiden mit Hilfe von unedlen Metallen geben folgende Experimente.

12

Reduzieren Sie Blei(II)-oxid beziehungsweise Kupfer(II)-oxid mit Eisen, Zink oder Magnesium!

Geräte: 6 Halbmikro-Reagenzgläser, Reibschale mit Pistill, 6 Uhrglasschalen ($d = 50$ mm), Reagenzglasshalter, Schutzbrille

Chemikalien: Blei(II)-oxid, Kupfer(II)-oxid, Eisenpulver, Zinkpulver, Magnesiumpulver

Durchführung

Achtung! Schutzbrille benutzen! Reagenzglasshalter verwenden! Keine anderen Stoffgemische, keine anderen Mischungsverhältnisse verwenden!

Die Reaktionen verlaufen mit unterschiedlicher Heftigkeit, bei den Reaktionen nach c) und f) treten Stichflammen auf. Die Öffnungen der Reagenzgläser nicht auf Personen richten!

1. Stellen Sie in der Reibschale Gemische folgender Zusammensetzung her, und überführen Sie diese in je ein Halbmikro-Reagenzglas:
 - a) 3 Spatelspitzen Blei(II)-oxid und 1 Spatelspitze Eisenpulver,
 - b) eine halbe Spatelspitze Blei(II)-oxid und eine halbe Spatelspitze Zinkpulver,
 - c) 1 Spatelspitze Blei(II)-oxid und 1 Spatelspitze Magnesiumpulver,
 - d) 1 Spatelspitze Kupfer(II)-oxid und 1 Spatelspitze Eisenpulver,
 - e) 1 Spatelspitze Kupfer(II)-oxid und 1 Spatelspitze Zinkpulver,
 - f) 1 Spatelspitze Kupfer(II)-oxid und 1 Spatelspitze Magnesiumpulver!
2. Erhitzen Sie die Gemische nacheinander in den Halbmikro-Reagenzgläsern mit dem Brenner! Die Gemische a) und d) müssen bis zur Rotglut erhitzt werden!
3. Lassen Sie abkühlen, und schütten Sie die Reaktionsprodukte auf Uhrglasschalen.

Auswertung

1. Nennen Sie Ihre Beobachtungen während des Experimentierens!
2. Vergleichen Sie die Reaktionsprodukte mit den Ausgangsstoffgemischen!

3. Woran lassen sich die einzelnen Reaktionsprodukte erkennen!
4. Stellen Sie für die abgelaufenen Reaktionen die chemischen Gleichungen auf!
5. Fassen Sie die Ergebnisse aller Experimente nach folgender Übersicht zusammen:

Ausgangsstoffe		Heftigkeit der Reaktion	Reaktionsprodukte	
Bezeichnung	Beschaffenheit		Bezeichnung	Beschaffenheit
Blei(II)-oxid, Eisen	graues Pulver	langsames Durchglühen des Gemisches	Blei, Eisenoxid	glänzende Bleikugeln auf schwarzgrauer Masse

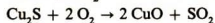
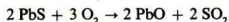
Allen bisher behandelten Herstellungsverfahren für Metalle ist gemeinsam, daß die Metalle aus Metalloxiden beziehungsweise oxidischen Erzen durch Redoxreaktionen unter Verwenden verschiedener Reduktionsmittel hergestellt werden.

2.3.4. Herstellen von Metallen durch Röstreaktionen

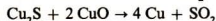
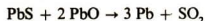
Die aus dem Rösten (↗ S. 33) entwickelte Röstreaktion stellt eine Kombination von Anreicherung und Verhüttung sulfidischer Erze dar, die besonders für die Herstellung von Nichteisenmetallen ökonomisch und energetisch günstig ist. Dabei wird das sulfidische Erz nur soweit abgeröstet, bis ein Gemisch vorliegt, das der stöchiometrischen Zusammensetzung für die zweite Reaktion entspricht. Danach wird unter Luftabschluß weiter erhitzt, wobei neben den Metallen Schwefeldioxid entsteht.

- ▶ Die Röstreaktion ist ein metallurgisches Verfahren zur Herstellung von Metallen, bei dem ein durch unvollständiges Rösten sulfidischer Erze gewonnenes Metallsulfid-Metalloxid-Gemisch unter Luftabschluß zur Reaktion gebracht wird.

■ Abrösten des Sulfids



Röstreaktion



Röstprozesse werden in Schacht-, Drehrohr- oder Herdöfen durchgeführt. Gegenwärtig wird auch nach dem Wirbelschichtverfahren gearbeitet (↗ ChiÜb, S. 132).

Der zum Rösten der sulfidischen Erze eingesetzte **Mehretagenofen** besteht aus 5 bis 11 Etagen oder Herden. Im Zentrum des Ofens bewegt sich eine Hohlwelle, an der sich in jeder Etage Rührarme befinden. Das Röstgut wird auf die oberste Etage getragen und von den Rührarmen über

-
- ① Beim Experiment 10 wurde Holzkohle als Reduktionsmittel eingesetzt. Ist die Verwendung von Holzkohle auch für technische Herstellungsverfahren von Metallen möglich?
 - ② Durch welche chemische Reaktionen können die unedlen Metalle Zink und Eisen nachgewiesen werden?
 - ③ Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Herstellung der Metalle Chrom, Mangan, Nickel, Vanadium, Wolfram und des Nichtmetalls Silizium nach dem aluminothermischen Verfahren!

Fallöffnungen abwechselnd von der Wand zum Zentrum und umgekehrt befördert. Heiße Luft strömt im Gegenstrom dem Erz entgegen. ①

13
▼

Stellen Sie Kupfer beziehungsweise Blei durch einen Röstreaktionsprozeß her!

Geräte: Reagenzglas, Reibschale mit Pistill ($d = 90$ mm)

Porzellantiegel ($d = 60$ mm, $h = 30$ mm), Tiegelzange, Dreifuß mit Tondreieck, Magnesiastäbchen, Gebläsebrenner

Chemikalien: Kupfer(II)-oxid, Kupfer(I)-sulfid, Indikatorpapier, Blei(II)-oxid, Blei(II)-sulfid, Gemisch aus Natriumkarbonat und Kaliumkarbonat (im Verhältnis 1:1)

Durchführung a)

1. Mischen Sie in der Reibschale je eine Spatelspitze Kupfer(II)-oxid und Kupfer(I)-sulfid, und überführen Sie das Gemisch in ein Reagenzglas!
2. Erhitzen Sie das Reagenzglas, und halten Sie in die entweichenden Gase feuchtes Indikatorpapier!
3. Lassen Sie das Reaktionsgemisch erkalten!

Auswertung

1. Vergleichen Sie die Farbe des Ausgangsgemisches und des Reaktionsproduktes, und begründen Sie das Auftreten rotbrauner Farbtupfen im Reaktionsprodukt!
2. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen!
3. Weshalb können Sie mit der beobachteten Farbänderung des Indikatorpapiers Schwefeldioxid nachweisen?

Durchführung b)

1. Zerreiben Sie in der Reibschale 2,5 g Blei(II)-sulfid und 4,5 g Blei(II)-oxid, und überführen Sie das Gemisch in den Tiegel, dessen Boden 0,5 cm hoch mit einem Natriumkarbonat-Kaliumkarbonat-Gemisch bedeckt ist!
2. Bedecken Sie das Reaktionsgemisch im Tiegel mit weiterem Natriumkarbonat-Kaliumkarbonat-Gemisch!
3. Erhitzen Sie den Tiegel etwa 45 min mit einem Gebläsebrenner auf dunkle Rotglut, wobei Sie die flüssige Masse mehrfach mit dem Magnesiastäbchen umrühren und weiteres Natriumkarbonat-Kaliumkarbonat-Gemisch in Portionen zufügen!
4. Lassen Sie das Reaktionsgemisch erkalten, und zertrümmern Sie danach den Tiegel!

Auswertung

1. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen!
Beachten Sie, daß das Natriumkarbonat-Kaliumkarbonat-Gemisch lediglich als „Flußmittel“ verwendet wird, also nicht in die Reaktion einbezogen wird.
2. Begründen Sie, weshalb die angeführten Stoffmengen empfohlen wurden!
3. Bestimmen Sie nach dem Auswaschen der Flußmittelreste mit Wasser und dem Trocknen der Reaktionsprodukte die Ausbeute an Blei und die Dichte des Bleis!

Alle bisher behandelten Herstellungsverfahren für Metalle sind energieaufwendig. Daher wird von Wissenschaftlern und Technikern ständig nach neuen, energiearmen Wegen der Metallherstellung gesucht. Gegenwärtig wird in der Presse und im Fernsehen verstärkt auf eine neue Forschungsrichtung in der Metallherstellung hingewiesen, die „bakterielle Metallurgie“. Hierbei können Kupfer und andere Metalle mit Hilfe sogenannter sulfophiler Bakterien aus sulfidischen Erzen oder metallurgischen Rückständen direkt hergestellt werden. Andere Verfahren orientieren auf den weiteren Einsatz von Elektroenergie in der Metallurgie (↗ Kap. Elektrochemie). ②

2.4. Die technische Herstellung der Gebrauchsmetalle Eisen, Kupfer, Aluminium, Blei, Zink und Zinn

Die technische Durchführung der Prozesse zur Herstellung der Metalle aus den aufgearbeiteten Erzen, die **Verhüttung**, ist von einer Reihe von Faktoren abhängig, wie zum Beispiel der Zusammensetzung des Erzes, dem Anteil des Metalls und anderer Beimengungen im Erz, der Krümelstruktur des Erzes, dem Redoxverhalten des Metalls, der Art des Reduktionsmittels, der Reaktionstemperatur, dem gewünschten Reinheitsgrad und den umzusetzenden Massen. Wenn auch die Verhüttungsprozesse für die einzelnen Metalle unterschiedlich erscheinen, sich die Konstruktion der Aggregate, Maschinen und Apparate, die verwendete Energie oder die Organisation des Arbeitsprozesses unterscheiden, die stoffliche Umsetzung bei den Verfahren läßt sich immer auf die auf den Seiten 34 bis 38 angeführten chemischen Reaktionen zurückführen.

2.4.1. Die Verhüttung der Eisenerze

Nach der Aufbereitung der Eisenerze erfolgt der Redoxprozeß in den Hüttenwerken in einem Arbeitsgang in Hochöfen, in modernen Brennöfen oder wie in der Sowjetunion, wo natürliche wasserstoffreiche Erdgasvorkommen vorhanden sind, in Drehrohröfen. ③

Das moderne Rennverfahren ermöglicht, saure (siliziumdioxidhaltige) und eisenarme Erze unter Verwendung von Brennstoffen geringer Festigkeit und Reinheit zu verhütten.

Erz und Brennstoff werden auf 10 mm Korngröße zerkleinert und oben in einen Drehrohröfen eingetragen. Im Gegenstrom werden in den Ofen Kohlenstaub und Luft eingeblasen, die eine langgezogene Flamme erzeugen. Der Drehrohröfen ist über 50 m lang, besitzt einen Durchmesser von etwa 3 m und dreht sich bei einer Neigung von 4° ... 5° etwa einmal in der Minute um die Längsachse. Das Einsatzgut befindet sich etwa 6 ... 8 h im Ofen und fällt am tiefsten Punkt des Ofens als „Luppen“, grobe Eisenklumpen mit einer Zusammensetzung von etwa 95 % Eisen und 0,5 ... 1,5 % Kohlenstoff, an. ④

Dieses Verfahren wird in der DDR im VEB Maxhütte Unterwellenborn, aber auch im VEB Nickelhütte in St. Egidien, Bezirk Karl-Marx-Stadt, bei der Nickelherstellung angewendet.

2.4.2. Die Verhüttung der Kupfererze

Die in unserer Republik vorhandenen Kupfererze weisen einen sehr geringen Anteil an Kupfer auf, zum Beispiel sind im Mansfelder Kupferschiefer des Sangerhäuser Reviers nur zwischen 0,6 ... 1,5 % Kupfer enthalten. Dennoch ist eine weitere Erzförderung bei weiterer Rationalisierung und Intensivierung der Produktion vorgesehen. ⑤

-
- ① Erklären Sie das Arbeitsprinzip eines Mehretagenofens anhand der Abbildung 1 der Aufbau-
lehrtafel „Schwefelsäureherstellung“!
 - ② Notieren Sie Hinweise aus Presse, Rundfunk und Fernsehen über Entwicklungen auf dem Gebiet
der Metallerstellung!
 - ③ Nennen Sie die chemischen Reaktionen, Ausgangs-, Zwischen- und Endprodukte, den Stofffluß
und die angewandten allgemeinen technischen Prinzipien des Hochofenprozesses! (↗ LB 7,
S. 89 ff.)
 - ④ Nennen Sie Gemeinsamkeiten und Unterschiede zwischen dem klassischen und modernen Renn-
verfahren!
 - ⑤ Informieren Sie sich über die Kupferherstellung am Beispiel des Fließbildes auf der vorderen
Innenseite des Buchumschlages!

Die Verhüttung dieser Erze erfordert mehrere Stufen, in denen der Kupferanteil der Erze systematisch erhöht wird. ①

Die Verhüttung erfolgt im VEB Mansfelder Hüttenkombinat „Wilhelm Pieck“, zu dem neben Aufbereitungsbetrieben unter anderem die Rohhütten in Eisleben und Helbra und die Konverterhütte in Hettstedt gehören. Bei der Verhüttung des Mansfelder Kupferschiefers fallen eine Reihe anderer volkswirtschaftlich wichtiger Stoffe an, die aus Abgasen, Flugstäuben, Schlacken und anderen Zwischenprodukten gewonnen werden. Neben Kupfer sind Blei und Zink Hauptbestandteile des sulfidischen Erzes. Die Bezeichnung Ab- beziehungsweise Nebenprodukt ist heute nicht mehr in jedem Falle zutreffend.

Derartige früher als Abprodukte beziehungsweise als unliebsame Nebenprodukte erhaltene Stoffe sind heute infolge der Weiterentwicklung in Wissenschaft und Technik wichtige Ausgangsstoffe für andere volkswirtschaftlich bedeutsame Produktionsverfahren.

- Bei der Verarbeitung von 1 t Mansfelder Kupferschiefer werden zum Beispiel 25 ... 250 g Selen, 2 ... 15 g Rhenium, 5 ... 8 g Germanium und bis zu 10 g Thallium gewonnen. ②

In allen metallurgischen Betrieben der DDR bestehen Maßnahmepläne für die Verwertung von Abprodukten und anderen Sekundärrohstoffen. Dazu gehört auch die restlose Erfassung kupferhaltigen Schrottes, der den Kupferhütten zur Neuproduktion zugeführt wird. Heute ist der Anteil des aus Sekundärrohstoffen erneut hergestellten Kupfers größer als der aus Erzen gewonnene. 1974 stammten 60% der Kupferproduktion aus der Schrottaufbereitung.

- Von den Betrieben der DDR wurden 1978 10 500 t Kabelreste zur Aufbereitung angeliefert, davon 7000 t mit Kupferleiter. Dieser Abfall hatte einen Kupferanteil von 2250 t. Auf dem Weltmarkt kostete 1978 1 t Kupfer 2700 Mark.

2.4.3. Die Verhüttung des Bauxits zu Aluminium

Gegenwärtig wird Aluminium ausschließlich aus dem natürlich vorkommenden Mineral Bauxit hergestellt. Bauxite sind wasserhaltige Aluminiumoxide, die als Verunreinigungen Eisenhydroxid und Kieselsäure (Siliziumdioxid) enthalten. Aluminiumoxid kann nicht mit sonst in der Technik eingesetzten Reduktionsmitteln reduziert werden. Die Verhüttung erfolgt in mehreren Etappen, der Gewinnung des reinen Aluminiumoxids, der Schmelzflußelektrolyse zur Herstellung von Rohaluminium und der Raffination (Reinigung) des Rohaluminiums.

Schmelzflußelektrolyse und Raffination sind elektrochemische Vorgänge, die im Kapitel 4 behandelt werden.

Die Aufbereitung des meist aus der Volksrepublik Ungarn importierten Rohbauxits erfolgt in unserer Republik in der Tonerdefabrik des VEB Aluminiumwerk „Albert Zimmermann“ in Lauta, Bezirk Cottbus.

Der Bauxit wird durch Versetzen mit konzentrierter Natronlauge (40%ig) bei etwas erhöhter Temperatur und unter Druck in lösliches Natriumaluminat überführt. Dabei bilden sich auch Eisenhydroxid und Siliziumverbindungen, die einen unlöslichen Schlamm bilden und abgetrennt werden. Durch Verdünnen und Animpfen der Lösung wird dann das reine „Tonerdhydrat“ gewonnen.

14
▼

Fällen Sie aus einer Aluminiumsalzlösung und einer Eisen(III)-salzlösung mit Natriumhydroxidlösung die Hydroxide aus, und versetzen Sie diese mit einem Überschuß an Natriumhydroxidlösung!

Geräte: Reagenzgläser (160 mm × 16 mm)

Chemikalien: Aluminiumchloridlösung (etwa 5%ig), Eisen(III)-chloridlösung (1%ig), Natriumhydroxidlösung (10%ig), Wasser

Durchführung

1. Geben Sie zu je 1,5 ml Aluminiumchloridlösung beziehungsweise Eisen(III)-chloridlösung in zwei Reagenzgläsern je 5 Tropfen Natriumhydroxidlösung!
2. Beobachten Sie die Veränderungen!
3. Geben Sie in jedes Reagenzglas weitere 15 Tropfen Natriumhydroxidlösung!

Auswertung

1. Vergleichen Sie die Veränderungen in den Reagenzgläsern nach Arbeitsschritt 3!
Die durch Zugabe der ersten Natriumhydroxidlösung erreichte Fällung löst sich nur bei der Aluminiumchloridlösung bei weiterer Zugabe von Natriumhydroxidlösung auf.
2. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Fällungen der Hydroxide in Ionenschreibweise!

Das Auflösen des Aluminiumhydroxid-Niederschlages erfolgt unter Bildung eines löslichen Natriumaluminats, einem Salz, in dem Aluminium als Anion (negativ geladenes Säurerest-Ion) auftritt.



Durch starkes Verdünnen mit Leitungswasser (auf das 5 ... 10fache des Volumens) oder durch Zugabe eines Kristalls Aluminiumhydroxid zur Aluminatlösung („Animpfen“) wird wieder Aluminiumhydroxid ausgefällt. ☉

Das gereinigte Aluminiumhydroxid („Tonerdehydrat“) wird getrocknet, in Drehrohröfen entwässert und dann als „reine Tonerde“ (Aluminiumoxid) der Weiterverarbeitung in den Aluminiumfabriken im VEB Chemiekombinat Bitterfeld beziehungsweise in Lauta zugeführt. ☉

Um 1 t Aluminium herzustellen, werden 2 t Tonerde (aus 5 t Rohbauxit) benötigt. In Bitterfeld werden etwa 80 % des Aluminiumaufkommens unserer Republik hergestellt. Weitere 20 % Aluminium muß die DDR zur Deckung des Bedarfs der Volkswirtschaft importieren. Bis 1985 sollen in unserer Volkswirtschaft 45000 t Aluminium eingespart werden. 1982 wurde in der Deutschen Demokratischen Republik mit der Herstellung von Aluminium aus einheimischen Rohstoffen (Ton) begonnen.

2.4.4. Die Verhüttung der Bleierze

Aus den Bleierzen, die meist nur geringe Anteile Blei enthalten, werden durch Röstprozesse oxidische Erzkonzentrate hergestellt. Durch anschließende Wasch- und Schlämverfahren werden diese unter Ausnutzung der verschiedenen hohen Dichten von anderen Erzsornten und Gangart weitgehend getrennt. Bleierze mit noch geringerem Bleianteil können nach dem auf Seite 42 behandelten Wälzverfahren aufgearbeitet werden. Dabei wird ein verhüttungsfähiges Gemisch aus Blei(II)-oxid und Blei(II)-sulfat hergestellt.

Das aufbereitete Bleikonzentrat wird unter Zugabe von Koks und Zuschlägen meist in Schachtöfen (Wassermantelöfen) bei 1000 ... 1200 °C verhüttet und zu „Werkblei“ verschmolzen, das

-
- ① Notieren Sie sich aus Presse und Fernsehmeldungen Möglichkeiten der Rationalisierung und Intensivierung der Erzproduktion und der Erzverhüttung!
 - ② Informieren Sie sich in folgender Literatur [8], [9], [10], [11] über die Verwendung der Metalle Selen, Rhenium, Germanium und Thallium!
 - ③ Wie lassen sich die aus Experiment 14, S. 40, gewonnenen Erkenntnisse bei der technischen Durchführung der Trennung der Tonerde (Aluminiumoxid) von den Verunreinigungen anwenden?
 - ④ Entwickeln Sie die chemische Gleichung für die Umsetzung von Aluminiumhydroxid zu Aluminiumoxid!

noch Beimengungen von Kupfer, Zinn, Antimon, Kadmium, Zink, Arsen, Silber und anderen Edelmetallen enthält. Diese werden in der angegebenen Reihenfolge in besonderen Raffinationsverfahren abgetrennt.

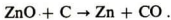
Die Anreicherung, die Verhüttung und die anschließende elektrolytische Raffination werden in der DDR im Bergbau- und Hüttenkombinat „Albert Funk“ Freiberg durchgeführt.

Raffiniertes Elektrolytblei hat einen Massenanteil von 99,97 bis 99,99 % Blei.

2.4.5. Die Verhüttung der Zinkerze

Auch bei Zinkerzen werden zunächst durch Anwendung verschiedener Aufbereitungsverfahren Zinkoxidkonzentrate mit einem Massenanteil von 40 ... 60 % Zink hergestellt. Die Weiterverarbeitung kann auf „trockenem“ Wege (Reduktion mit Kohlenstoff im Ofen) oder in zunehmendem Maße auf „nassem“ Wege (Umsetzen des Konzentrates mit Schwefelsäure zu Zinksulfatlösung, die dann elektrolysiert wird) erfolgen.

Die Reduktion der Zinkoxidkonzentrate mit Kohle wird bei Temperaturen von etwa 1200 °C in Muffelöfen entsprechend folgender chemischer Gleichung durchgeführt:

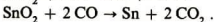
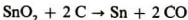


Muffeln sind röhrenartige Tonbehälter, die mit Konzentrat-Kohle-Gemisch beschickt und in Herdöfen (mit Regenerativfeuerung, wie die Siemens-Martin-Öfen) erhitzt werden. Das Zink fällt hierbei dampfförmig an und wird in Vorlagen kondensiert. Die elektrolytische Verhüttung wird im Kapitel 4 behandelt. Das Produkt Elektrolytzink hat einen hohen Reinheitsgrad: 99,99 %. Der Elektrolysebadschlamm enthält Blei, Kadmium, Nickel, Arsen und Silber und wird zur Herstellung dieser Metalle entsprechend aufgearbeitet.

2.4.6. Die Verhüttung der Zinnerze

Die Verhüttung von Zinnerzen hat in unserer Republik eine große Bedeutung. Im Erzgebirge (Altenberg-Zinnwalder Revier) besitzt die DDR Vorkommen an Zinnerzen.

Die Verhüttung des zur Entfernung von Verunreinigungen gerösteten Zinnsteins [Zinn(IV)-oxid SnO_2] wurde bisher in Schachtofen oder Flammöfen mit Kohlenstoff oder Kohlenmonoxid durchgeführt:



In den letzten Jahren hat das „Wälzverfahren“ Eingang in die Zinnerzverhüttung zum Beispiel in Freiberg gefunden. Dabei werden zinnarme Erze zusammen mit Koksgrus und sulfidischen Zuschlägen mehrere Stunden im festen Zustand in Drehröhren „gewälzt“ und zu Zinnsulfid SnS reduziert. Dieses verflüchtigt sich, oxidiert in den oberen Teilen des Ofens zu Zinn(IV)-oxid und kann in Flugstaubkammern und anderen Abscheidungsrichtungen aufgefangen werden.

Das technische Rohzinn ist noch stark eisenhaltig, es wird daher „geseigert“. Das etwas über seine Schmelztemperatur erhitzte Metall läuft dabei über eine Schräge ab, während die schwer-schmelzbaren Eisenlegierungen als „Seigerkörner“ zurückbleiben.

Anschließend werden die restlichen Verunreinigungen durch Oxydationsschmelze, das „Polen“ (Durchrühren mit Holzstangen), zu Oxiden umgesetzt, die auf der Metallschmelze schwimmen. Besonders bei Zinn ist die Wiederaufarbeitung von Abfällen — das Weißblech der Konservendosen ist verzinntes Eisenblech — eine volkswirtschaftlich wichtige Aufgabe. Durch Aufarbeitung von Zinnschrott konnten die Betriebe des Bergbau- und Hüttenkombinats „Albert Funk“ Freiberg unserer Volkswirtschaft zum Beispiel 1974 zusätzlich 25000 kg Zinn zur Verfügung stellen.

- In einem PKW Wartburg sind etwa 400 g Zinn,
- in einem Fernsehapparat etwa 50 g Zinn,
- in einem Heißwasserspeicher etwa 13 g Zinn,
- in einer Kondensmilchdose etwa 1,2 g Zinn verarbeitet.

Bei fast allen Verhüttungsprozessen konnten Sie feststellen, daß Abprodukte anfallen, die noch wertvolle Metalle enthalten. Die Aufarbeitung dieser Metalle ist eine Aufgabe, an der die Werk-tätigen in unseren Metallhüttenbetrieben mit großer Initiative arbeiten.

Bei der zunehmenden Verwendung des Silbers in der Elektronik und in der Fotochemie, der immer komplizierter werdenden Abbaubedingungen für Silbererze und der damit verbundenen Erhöhung des Silberpreises auf dem Weltmarkt erhalten Rückgewinnungsverfahren auch kleinster Anteile Silber zunehmend an Bedeutung. ①

2.5. Metallische Werkstoffe

Die meisten reinen Metalle können nicht als Werkstoffe (Stoffe für die Herstellung von Gegenständen; ↗ PhiÜb, S. 106) eingesetzt werden. Reines Gold ist sehr weich, verformt sich leicht und nutzt sich schnell ab. Reines Kupfer und reines Aluminium leiten zwar den elektrischen Strom besser als jede Kupfer- oder Aluminiumlegierung, können aber wegen ihrer geringen Härte und Festigkeit nicht als Werkstoff eingesetzt werden. Schon früh erkannten die Menschen die Mög-lichkeit, die Eigenschaften der Metalle durch Mischen (Legieren ↗ S. 8) mit anderen Metallen, später auch mit Nichtmetallen, zu verbessern. Nur für spezielle Verwendungsbereiche stellt man heute Reinstmetalle her. ②

2.5.1. Legierungen

Mit Hilfe des Legierens ist es möglich, die Gebrauchs- und Verarbeitungseigenschaften von Metallen so zu verbessern, daß sie den speziellen Anforderungen des Einsatzes entsprechen.

- Ein Gußwerkstoff muß dünnflüssig schmelzen, Schneidwerkzeuge sollen lange scharf bleiben, Federn müssen fest und elastisch sein, Lagermaterialien müssen hohe Verschleißfestigkeit aufweisen, Glocken sollen einen guten Klang aufweisen. ③

Legierungen weisen andere Eigenschaften auf als die reinen Metalle.

Das betrifft zum Beispiel die Härte, die Wärmeleitfähigkeit, die Leitfähigkeit für den elektrischen Strom, die Schmelztemperatur.

① Bei den XXII. Olympischen Sommerspielen in Moskau 1980 wurden in 203 Einzel- und Mann-schaftswettkämpfen 444 Gold-, 444 Silber- und 463 Bronzemedailles vergeben. Entsprechend der olympischen Charta bestehen die Goldmedailles aus Silber, das mit einer Goldschicht von min-destens 6 g überzogen ist. Die Medaillen haben einen Durchmesser von 60 mm, eine Stärke von 3 mm, die Goldmedailles eine Masse von 134,1 g, die Silbermedailles von 128 g. Unter Einbe-ziehung notwendiger Reserven wurden in der Leningrader Münze 483 Goldmedailles, 483 Silber-medailles und 502 Bronzemedailles geprägt.

Berechnen Sie die Massen von Gold und Silber, die zur Herstellung dieser Medaillen bereitge-stellt werden mußten!

② Wo wird in der Technik mit Reinstmetallen gearbeitet?

③ Nennen Sie weitere Werkstoffe, die abgeleitet von den Fertigerzeugnissen bestimmte Eigenschaf-ten haben müssen!

- Stahl erhält durch Legieren mit Wolfram eine große Härte, so daß Wolframstähle für Schneidwerkzeuge eingesetzt werden. Die Magnesium-Aluminium-Legierung **Elektron** kann wegen der guten Wärmeleitfähigkeit des Magnesiums im Fahrzeug- und Flugmotorenbau verwendet werden.

Die Kupfer-Nickel-Legierungen **Nickelin** und **Konstantan** werden wegen ihrer geringen elektrischen Leitfähigkeit zur Herstellung elektrischer Widerstände genutzt.

Die Schmelztemperaturen von Blei-Zinn-Legierungen liegen unterhalb der der reinen Metalle. Sie werden als **Weichlote** verwendet. ①

Wodurch wird diese Änderung der Eigenschaften der Metalle beim Legieren bewirkt?

Die Eigenschaftsveränderungen haben ihre Ursachen in Veränderungen im Metallkristall. ② Beim Legieren durch Zusammenschmelzen reiner Metalle werden beim Abkühlen der Schmelze Teilchen (Atome, Metall-Ionen) des Legierungsmetalls in das Kristallgefüge des ursprünglichen Metalls eingefügt, ergeben also eine „Störung“ im Kristallaufbau. In den Legierungen liegen Mischkristalle vor. Man unterscheidet **Austauschmischkristalle** (Atome, Ionen des ursprünglichen Metalls werden durch Atome, Ionen des Legierungsmetalls im Kristallgitter ersetzt) und **Einlagerungsmischkristalle** (Atome, Ionen des Legierungsmetalls lagern sich in die vorhandenen Gitterzwischenräume des Grundmetalls ein).

Diese „Störungen“ im Aufbau des Metallkristalls verursachen die anderen Eigenschaften der Legierung.

Es gibt auch Metallpaare, die sich in der Schmelze nicht mischen, zum Beispiel Eisen — Silber, Eisen — Blei, Aluminium — Gold.

Einige der auftretenden Eigenschaftsänderungen beim Legieren können Sie selbst ermitteln und daraus Anwendungsbereiche der Legierungen ableiten.

15



Bestimmen Sie die Schmelz- und Erstarrungstemperatur von Zinn und Blei, und stellen Sie die Schmelz- beziehungsweise Erstarrungsvorgänge in einem Temperatur-Zeit-Diagramm dar!

Geräte: Stativ, Drahtnetz, Becher (150 cm³), Reagenzglas (schwer schmelzbar, 18 mm × 180 mm), Laborthermometer (400 °C), Stoppuhr

Chemikalien: Paraffinöl, Blei (gran.), Zinn (gran.)

Durchführung

Vorsicht, Schutzbrille verwenden!

1. Bauen Sie die Apparatur nach Abbildung 14 auf!
2. Geben Sie das auf etwa 200 °C vorgewärmte Thermometer in das Metallgranulat, und erhitzen Sie das Granulat!
3. Lesen Sie die Temperatur beginnend mit etwa 200 °C alle 15 s ab!
4. Erhitzen Sie etwa 10 min über die Schmelztemperatur des Metallgranulats!
5. Entfernen Sie die Brenner, lassen Sie abkühlen, bis die Schmelze erstarrt ist, und notieren Sie weiter die Temperaturen im Abstand von 15 s!

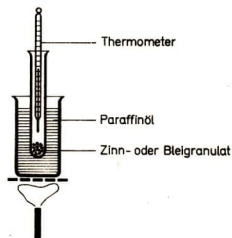


Abb. 14
Experimentieranordnung zur Bestimmung der Schmelz- und Erstarrungstemperatur von Zinn und Blei

Auswertung

Fertigen Sie ein Temperatur-Zeit-Diagramm (Schmelz- und Erstarrungskurve) an! (↗ auch Abb. 15 und Abb. 16)

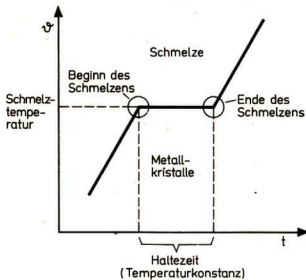


Abb. 15
Schmelzdiagramm eines reinen Metalls

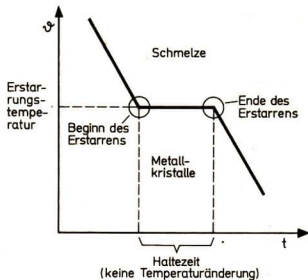


Abb. 16 Erstarrungsdiagramm
eines reinen Metalls

Reine Metalle haben feste Schmelz- und Erstarrungstemperaturen. Wird beim Erhitzen die Schmelztemperatur erreicht, bleibt die Temperatur längere Zeit gleich, obwohl ständig weiter erwärmt wird. Die Ursache für diese Erscheinung ist darin zu suchen, daß durch die Wärmezufuhr die kinetische Energie der Atome und Ionen so lange erhöht wird, bis ihre Schwingungsausschläge im Metallkristall so erweitert werden, daß der Metallkristall zusammenbricht. Die Zerstörung des Metallkristalls verbraucht zusätzlich Wärme, so daß sich die Temperatur der Schmelze solange nicht erhöht, bis alle Metallkristalle zerstört sind. Im Diagramm ist dieser Zeitpunkt als „Haltezeit“ (Abb. 15 und Abb. 16) dargestellt. Beim Erstarren ordnen sich die Atome und Ionen wieder zu einem Kristallgitter, ein Vorgang, bei dem die gespeicherte (Schmelz-) Wärmeenergie wieder als Erstarrungsenergie frei wird.

Die Schmelz- beziehungsweise Erstarrungskurven der Legierungen haben einen anderen Verlauf [11, S. 83/84]

In Abhängigkeit von der Metallzusammensetzung gibt es keine festen Schmelz- beziehungsweise Erstarrungstemperaturen, Legierungen schmelzen und erstarren in einem Temperaturintervall.

16

Stellen Sie Blei-Zinn-Legierungen unterschiedlicher Zusammensetzung her, und ermitteln Sie die Erstarrungstemperaturen!

Geräte: Dreifuß, Drahtnetz, 7 Tiegel mit Deckel, Sandbad, Laborthermometer (350 °C), Waage, Tiegelfzange, Schutzbrille

Chemikalien: Zinn, Blei (granuliert, rein)

Durchführung

Vorsicht! Spritzgefahr! Schutzbrille verwenden!

1. Geben Sie in die Tiegel die Metalle in folgenden Massenanteilen:

Tiegel 1	100 % Blei	Tiegel 5	40 % Blei, 60 % Zinn
Tiegel 2	80 % Blei, 20 % Zinn	Tiegel 6	20 % Blei, 80 % Zinn
Tiegel 3	60 % Blei, 40 % Zinn	Tiegel 7	100 % Zinn
Tiegel 4	50 % Blei, 50 % Zinn		

- ① Ermitteln Sie aus den Nachschlagewerken „Kleine Enzyklopädie Technik“ und „ABC Chemie“, aus welchen Bestandteilen die Legierungen Alpaka, Tombak, Aluminiumbronze, Konstantan, Neusilber, Rotguß und Weißmetall zusammengesetzt sind und wofür sie verwendet werden!
- ② Erläutern Sie den Aufbau eines Metallkristalls und die Metallbindung (↗ LB 8, S. 35)!

2. Erhitzen Sie die geschlossenen Tiegel, bis Schmelzen vorliegen!
3. Stellen Sie die Tiegel zum Abkühlen in das Sandbad, und beobachten Sie den Erstarrungsvorgang mit dem vorgewärmten Thermometer!

Auswertung

Vergleichen Sie die Erstarrungstemperaturen der Legierungen mit denen der reinen Metalle, und stellen Sie beide in einer Tabelle gegenüber!

Für die Blei-Zinn-Legierungen, die als Weichlot (Lötzinn) verwendet werden, sind genormte Kurzzeichen üblich, die den Massenanteil an Zinn in Prozent angeben.

■ Sn 60 L: Lötzinn mit einem Massenanteil von 60 % Zinn.

17
▼

Stellen Sie die Schmelztemperatur eines Weichlots fest! Verwenden Sie dazu die Apparatur aus Experiment 15, S. 44!

► **Durch Lötten können metallische Werkstücke mit Hilfe geschmolzener Bindemittel, den Loten, verbunden werden.** ① ②

Das mit dem LötKolben verflüssigte Lot dringt durch Diffusion zum Teil in die zu verbindenden Metallteile ein und verbindet diese nach dem Erstarren. Voraussetzung für das Gelingen ist, daß die Metallflächen nicht verunreinigt sind. Um vorhandene Oxidschichten zu entfernen beziehungsweise ihre Bildung in der Löthitze zu verhindern, werden Lötmittel verwendet, die entweder reduzierend wirken oder mit den Oxiden leichtflüchtige Verbindungen bilden. Häufig enthalten die Stangen oder Drähte aus Lötzinn in ihrem Innern bereits ein Lötmittel. Mit Weichloten lassen sich Weißblech, Zink, Kupfer, Messing und Blei lötten. Für Verbindungen anderer Metalle werden kupferhaltige, zinnfreie **Hartlote** (mit höherer Schmelztemperatur) verwendet.

18
▼

Verbinden Sie zwei Metallteile durch Weichlöten!

Geräte: LötKolben

Chemikalien: Draht oder Blechstreifen aus Kupfer oder Messing, Lötzinn, Salzsäure (10%ig)

Durchführung

Reinigen Sie die zu verbindenden Metallteile mit Salzsäure, und führen Sie die Lötung aus!

Auswertung

Welche flüchtige Verbindung hat sich durch Reaktion mit dem Lötmittel Chlorwasserstoff gebildet und die Lötung erst ermöglicht?

19
▼

Untersuchen sie die im Experiment 16, Seite 45, hergestellten Legierungen auf Härte, Verformbarkeit, Dehnbarkeit und Tauglichkeit als Weichlot! Vergleichen Sie diese Eigenschaften mit denen der Grundmetalle!

Geräte: Amboß, Hammer, LötKolben

Chemikalien: Legierungen aus Experiment 16, Seite 45, Blei, Zinn

Auswertung

1. Geben Sie die Eigenschaften der Grundmetalle an, die durch das Legieren abgewandelt wurden!

Für jede Legierung gibt es ein Massenverhältnis der Metalle, bei dem sich das Gemisch wie ein reines Metall verhält, also eine konstante Schmelz- beziehungsweise Erstarrungstemperatur besitzt. Diese als **Eutektikum** bezeichnete Zusammensetzung hat in der Metallurgie besondere Bedeutung. Sie hat die niedrigste Schmelztemperatur aller überhaupt denkbaren Legierungen der beteiligten Metalle, die Festkörper zeichnen sich durch eine Feinkörnigkeit aus und haben

daher ausgezeichnete Festigkeitseigenschaften. Die Zusammensetzung und Schmelztemperaturen einiger eutektischer Legierungen im Vergleich mit den Schmelztemperaturen der reinen Metalle sind in Tabelle 15 zusammengestellt.

Durch weiteres Legieren (Drei- und Mehrstofflegierungen) können die Schmelztemperaturen noch weiter herabgesetzt und weitere Eigenschaften verändert werden. Bekannte Legierungen, ihre Eigenschaften und Verwendungen sind in Tabelle 16, Seite 48, zusammengestellt.

Tabelle 15 Einige eutektische Legierungen und ihre Schmelztemperaturen

Metall A	Schmelztemperatur in °C	Metall B	Schmelztemperatur in °C	Eutektische Legierung		
				Zusammensetzung in Prozent der Stoffe		Schmelztemperatur in °C
				A	B	
Blei	326	Antimon	630	86	14	248
Blei	326	Wismut	271	43,5	56,5	125
Wismut	271	Kadmium	320	60	40	144
Zinn	232	Kadmium	320	67,75	32,25	178
Zinn	232	Blei	326	64	36	183
Zinn	232	Gold	1063	20	80	280
Zinn	232	Silber	960	96,5	3,5	221

Bei Edelmetalllegierungen, die zu Schmuckgegenständen verarbeitet werden, ist es üblich, den Feingehalt an Gold beziehungsweise Silber in Promille (‰), früher auch in Karat, anzugeben (Tabelle 17).

Tabelle 17 Goldgehalt von Legierungen in Promille beziehungsweise Karat (Restbestandteile sind jeweils Silber und/oder Kupfer)

Gehalt in Promille	Karat	Gehalt in Promille	Karat
1000,00	24	500,00	12
833,33	20	416,67	10
750,00	18	375,00	9
666,67	16	333,33	8
583,33	14	125,90	3
		41,67	1

800er Silber enthält 800 Massenanteile Silber und 200 Massenanteile Kupfer. Der Stempel „90“, zum Beispiel auf Bestecken, besagt, daß es sich um eine Silberauflage, einen Überzug auf Messing oder Bronze, handelt. ① ②

-
- ① Wiederholen Sie Ihre Kenntnisse über Arten, Werkzeuge und Arbeitshinweise zum Löten! (↗ TPÜ, S. 88 ff.)
- ② Warum können durch Löten nur Metallteile verbunden werden, deren Schmelztemperatur über der des Lots liegt?

Tabelle 16 Zusammensetzung, Eigenschaften und Verwendung ausgewählter Legierungen der Nicht-eisenmetalle

Gruppe	Bezeichnung	Zusammensetzung	Eigenschaften	Verwendung
Zweistofflegierung	Bronze	Cu, Sn	hart, fest, widerstandsfähig gegenüber Chemikalien und Verschleiß	hochbeanspruchte Armaturen
	Messing	Cu, Zn	fest, korrosionsbeständig	Maschinen- und Schiffbau, Halbzeuge, Nieten, Schrauben, Armaturen, Beschläge
	Silumin	Si, Al	fest, korrosionsbeständig, aushärtbar, gut gieß- und schweißbar	Flugzeug-, Kfz-, Motoren- und Apparatebau, Elektrotechnik (Gußlegierung)
	Zinnlot	Pb, Sn	Schmelzbereich zwischen 183 bis 257 °C	Verbindung von Schwermetallen (Löten)
	Lettermetall	Pb, Sb	hart, fest	Drucktechnik, Schriftzeichen
Dreistofflegierung	Duralumin	Al, Cu, Mg	fest, korrosionsanfällig, aushärtbar, dehnbar	Flugzeug- und Fahrzeugbau
	Neusilber	Cu, Zn, Ni	korrosionsbeständig, hitzebeständig, heißdampfbeständig	Dampfturbinenbau, Heißdampf-armaturen, medizinische und feinmechanische Geräte, Schmuck, Münzen
	Rosesches Metall	Bi, Pb, Sn	schmilzt bei 94 °C	Temperaturüberwachungsanlagen, Heizbadflüssigkeit
Mehrstofflegierung	Lagerweißmetall	Pb, Sb, Sn, Cu	niedriges Schmelzintervall, fest	Achslager, Gleitbahnen
	Woodsches Metall	Bi, Pb, Cd, Sn	schmilzt bei 60 °C	Temperaturüberwachungsanlagen, Heizbadflüssigkeit
	Elektron	Mg, Al, Zn, Mn, Si	leicht, gießknet- und schmiedbar	Flugzeug- und Fahrzeugbau

2.5.2. Gußeisen

Das im Hochofen anfallende Roheisen ist ebenfalls eine Mehrstofflegierung und weist auf Grund seiner chemischen Zusammensetzung Eigenschaften auf, die nur bedingt eine direkte Verwendung zur Herstellung von Produkten erlaubt.

Entscheidend für die Verwendung des Roheisens sind die Anteile an Kohlenstoff, Silizium und Mangan, die nur in bestimmten Prozentsätzen erwünscht sind, da sonst die Eigenschaften des Roheisens negativ beeinflusst werden können (Tabelle 18).

Tabelle 18 Wirkung der Eisenbegleiter im Roheisen

Begleitstoffe	Durchschnittlicher Massenanteil in Prozent	Beeinflussung der Eigenschaften
Kohlenstoff	3,0 ... 5,0	steigert Festigkeit und Härtebarkeit, vermindert Dehnbarkeit, erniedrigt Schmelztemperatur erhöht Gießbarkeit, begünstigt Graphitbildung steigert Festigkeit, Härtebarkeit und Zähigkeit, begünstigt Eisenkarbidbildung macht dünnflüssig, aber hart, spröde, kaltbrüchig macht dickflüssig, rot- oder warmbrüchig
Silizium	0,3 ... 2,5	
Mangan	0,5 ... 6,0	
Phosphor	0,08 ... 2,2	
Schwefel	0,03 ... 0,12	

Die Begleitstoffe beeinflussen die Bildung der Eigenschaften wechselseitig. Wenn die Schmelze siliziumreich ist, scheidet sich der Kohlenstoff beim langsamen Abkühlen in Sand als Graphit ab, der Bruch erhält dadurch ein dunkles Aussehen (graues Roheisen). Wenn die Schmelze sil-

Tabelle 19 Zusammensetzung, Eigenschaften und Verwendung von grauem und weißem Roheisen

Anteil der Eisenbegleiter Eigenschaften Verwendung	graues Roheisen	weißes Roheisen
Massenanteil an Silizium in %	2 ... 3	1
Massenanteil an Mangan in %	1,3	1,3
Massenanteil an Kohlenstoff in %	3,6 ... 3,8	3,8 ... 4
Bruchfläche	grau, körnig	silberweiß, strahlig
Dichte in $g \cdot cm^{-3}$	7,0 ... 7,2	7,4 ... 7,8
Schmelztemperatur in °C	1200	1100
Härte	weich	hart, spröde
Verwendung	als Gießereiroh Eisen zur Herstellung von Grauguß	zur Herstellung von Stahl und Temperguß ④

- ① Überprüfen Sie die Massenanteilangaben auf Schmuckgegenständen!
- ② Ermitteln Sie mit Hilfe von Münzkatalogen oder durch Befragen von Münzsammlern die Zusammensetzung der wichtigsten im Geldumlauf befindlichen Münzen!
- ③ Erkunden Sie beim Arbeiten in Betrieben (am Unterrichtstag in der Produktion) Einsatzgebiete von Legierungen! Erweitern Sie beziehungsweise vervollständigen Sie mit diesen Kenntnissen die Tabelle 16, Seite 48!
- ④ Vergleichen Sie die Bruchflächen von weißem und grauem Roheisen!

ziemarm ist, aber einen höheren Mangananteil aufweist, verbindet sich das Eisen beim schnellen Erstarren in Metallformen mit dem Kohlenstoff zu Eisenkarbid Fe_3C . Die Bruchfläche dieses Roheisens ist silberweiß (weißes Roheisen).

Beide Roheisenarten sind in ihrer Zusammensetzung, ihren Eigenschaften, ihrer Verarbeitung und Verwendung unterschiedlich (↗ Tab. 19, S. 49).

Ein Teil des in den Hochöfen hergestellten Roheisens wird unmittelbar zu Werkstücken vergossen, sogenanntes **Gußeisen**.

► **Gußeisen ist ein in Formen vergossener Eisenwerkstoff mit einem Anteil an Kohlenstoff von 2,06%.**

Das Umschmelzen des Roheisens zu Gußeisen erfolgt in Kupolöfen, in Siemens-Martin-Öfen und Elektroöfen.

Nach dem Bruchaussehen unterscheidet man zwischen grauem und weißem Gußeisen.

Grauguß ist ein Gußeisen, bei dem der Kohlenstoff zum überwiegenden Teil als Graphit ausgeschieden ist. Man unterscheidet Gußeisen mit Lamellengraphit (GGL) und Gußeisen mit Kugelgraphit (GGG). ① Gußeisen mit Kugelgraphit hat eine höhere Festigkeit und Dehnbarkeit. ②

2.5.3. Stahl

Die steigenden Qualitätsanforderungen der metallverarbeitenden Industrie an Eisenwerkstoffe erforderten, daß die Hauptmasse des Roheisens durch entsprechende Wärmebehandlung und Legierungszusätze in Eigenschaften, wie Zug- und Bruchfestigkeit, Härte, Widerstandsfähigkeit gegenüber Chemikalien, verbessert wurde. Der größte Teil des in Hochöfen hergestellten Roheisens wird gegenwärtig zu Stahl verarbeitet. Die unterschiedliche chemische Zusammensetzung von Roheisen und Stahl bedingt unterschiedliche Eigenschaften dieser Stoffe.

► **Zu Stahl gehören alle Eisenlegierungen mit einem Kohlenstoffanteil unter 2,06%, die nach Verformen ohne Nachbehandlung spanlos zu Halbzeugen und Fertigteilen umgeformt werden können.**

Zum Stahl gehört jede Eisenlegierung außer Roheisen, Grauguß, Hartguß und Temperguß.

Stahl erweicht schon weit unter der Schmelztemperatur des reinen Eisens und kann im erweichten Zustand geschmiedet und geschweißt werden. (↗ TW 7-10, Umformen)

Bei der Stahlherstellung werden der Kohlenstoff und die anderen Begleitstoffe des Roheisens durch Oxydation ganz oder teilweise entfernt. Die Umsetzung des flüssigen Roheisens mit Eisenoxiden, Schrott, Luftsauerstoff und anderen Zuschlägen zur Herabsetzung des Anteils an Kohlenstoff und anderen Stoffen wird technisch als „**Frischen**“ bezeichnet. Der steigende Bedarf an Eisenwerkstoffen zur Zeit der Industrialisierung, insbesondere in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts, und die gleichzeitig zunehmenden Erkenntnisse über die chemischen und physikalischen Vorgänge bei der Roheisen- und Stahlherstellung forderten und ermöglichten, immer bessere Verfahren zur Verhüttung und Stahlherstellung zu entwickeln.

Wichtige Stahlherstellungsverfahren sind zum Beispiel:

Bessemer-Verfahren (seit 1855) für die Verarbeitung phosphorarmen Roheisens

Prinzip: Luft wird durch eine Schmelze von Roheisen geblasen, das sich in einem Konverter (kipparer Tiegel) mit einer Quarz-Auskleidung befindet.

Produkt: Bessemer-Stahl ③

Thomas-Verfahren (seit 1875) für die Verarbeitung phosphorreichen Roheisens

Prinzip: wie beim Bessemer-Verfahren, jedoch Auskleidung des Converters mit Dolomit

Produkt: Thomas-Stahl ④

Sauerstoffaufblasverfahren (zum Beispiel LD-Verfahren, seit 1949)¹

Prinzip: Sauerstoff wird unter Druck auf die Schmelze geblasen, die sich in einem LD-Konverter befindet.

Produkt: LD-Stahl

Siemens-Martin-Verfahren (seit 1864; Herdfrisch-Verfahren)

Prinzip: Hoherhitzte lufthaltige Flammgase streichen über das in einem Herd befindliche flüssige Roheisen, dem zur Unterstützung der Oxydation Schrott oder oxidische Erze zugegeben werden.

Produkt: Siemens-Martin-Stahl

Elektrostahlverfahren (seit 1880)

Prinzip: wie beim Siemens-Martin-Verfahren, jedoch elektrische Beheizung

Produkt: Elektro-Stahl

Je nach Art der Gewinnung der Wärme wird hierbei noch unterteilt in Lichtbogenöfen, Induktionsöfen, Widerstandsöfen, Elektronenstrahlöfen und Plasmaöfen (Abb. 17). ⑤

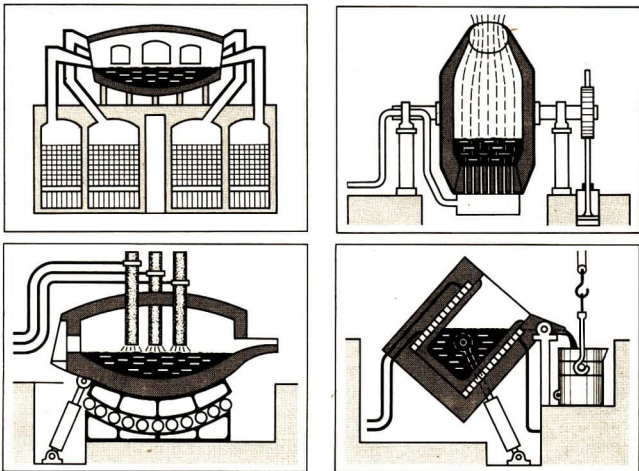


Abb. 17 Siemens-Martin-Ofen, Thomaskonverter, Lichtbogenofen, Induktionsofen

- ① Betrachten Sie mit einer Lupe die Bruchflächen verschiedener Graugußteile!
- ② Leiten Sie Verwendungsmöglichkeiten für die Gußwerkstoffe ab!
- ③ Warum wird die Auskleidung des Bessemer-Konverters mit Quarz als „saurer Futter“ bezeichnet?
- ④ Dolomit ist ein Kalzium-Magnesium-Karbonat.
Warum wird diese Auskleidung als „basisch“ bezeichnet?
- ⑤ Informieren Sie sich in der Literatur über die Wirkungsweise der einzelnen Öfen zur Elektrostahlgewinnung und ihre Anwendung in Stahlwerken der DDR! (↗ Brockhaus ABC Chemie)

¹ LD: benannt nach den Entwicklungsorten Linz und Donawitz in Österreich

Gegenwärtig werden in der DDR hauptsächlich das Siemens-Martin-Verfahren zur Herstellung von unlegierten und niedriglegierten Stählen und das Elektrostahlverfahren zur Herstellung von hochlegierten Spezialstählen angewandt. Eine Anlage für das LD-Sauerstoffaufblasverfahren, mit der je Jahr etwa 2,2 Mill. t Rohstahl hergestellt werden können, wurde 1984 in Eisenhüttenstadt in Betrieb genommen. Eine große Leistung unserer Metallurgen ist auch die Inbetriebnahme des ersten 30-t-Plasmaofens der Welt im Januar 1977 im Edelstahlwerk „8. Mai 1945“ in Freital. Es ist eine gemeinsame Leistung der Wissenschaftler und Werktätigen der DDR und der Sowjetunion. Gegenüber einem gleichgroßen Lichtbogenofen besitzt der Plasmaofen folgende Vorteile:

- fast vollständiges Ausnutzen der Legierungsmetalle aus dem eingesetzten Schrott, zum Beispiel von Chrom, Mangan, Molybdän, Wolfram, Nickel,
- Einsparung von 60 kWh Elektroenergie je Tonne Qualitätsstahl,
- Möglichkeit der Herstellung von Stählen mit extrem niedrigem Kohlenstoff-Anteil,
- Erhöhung der Schmelzleistungen bis zu 30%,
- wesentliche Verbesserung der Arbeitsbedingungen durch Fortfall der Geräuschbelästigungen,
- hohe Umweltfreundlichkeit.

Der Plasmaofen besitzt eine Arbeitstemperatur von 15000 °C. ①

Der im Schmelzofen anfallende Stahl kann durch Gießen (Umformen) des flüssigen Metalls in Gießmaschinen oder Stranggußanlagen zu Stahlguß (Abkürzung GS) verarbeitet werden. Der größte Teil wird jedoch in Kokillen (Metallformen) vergossen und erstarrt zu Blöcken. Diese werden danach in Kalt- beziehungsweise Warmumformungsprozessen (Walzen, Ziehen, Profilieren) zu Halbzeugen, wie zum Beispiel Blechen, Profilen, Schienen, Trägern oder Drähten, weiterverarbeitet. In jüngster Zeit nehmen Stranggußverfahren (↗ TPÜ S. 25) nach mehrjährigem erfolgreichem Einsatz in der Nichteisenmetallurgie auch in der Stahlerzeugung an Bedeutung zu. Sie bieten eine Reihe technologischer und ökonomischer Vorteile, wie zum Beispiel fast verlustloses Verarbeiten des eingesetzten Werkstoffes, Erzeugung von Halbzeugen mit gleichbleibender Qualität, Einsparung von Arbeitsgängen und damit Senkung der Kosten, Möglichkeit der Mechanisierung und Automatisierung und damit Erleichterung der schweren körperlichen Arbeit und Erhöhung der Arbeitsproduktivität.

Die Eigenschaften von Stählen sind nicht nur von der Art und den Massenanteilen der Eisenbegleiter (C, Si, Mn, S, P) und den Legierungselementen (Ni, V, Mo, W, Cr, Al) abhängig, sondern auch von der Art der Wärmebehandlung. Insbesondere die Härte und Zähigkeit lassen sich durch **Glühen**, **Härten** und **Anlassen** verändern. ②

Die Wärmebehandlung von Stählen durch Härten und nachfolgendes Anlassen wird als **Vergüten** bezeichnet.

▼ *Erhitzen Sie eine Rasierklinge, und führen Sie eine Wiederhärtung durch!*

Geräte: Rasierklinge, Tiegelzange, Becher (400 cm³)

Durchführung

1. Erhitzen Sie die Rasierklinge langsam bis zum Glühen, und schließen Sie auf Grund der Glühfarben auf die Temperaturen (↗ TPÜ, S. 109)!
2. Überprüfen Sie die Elastizität der Rasierklinge nach dem Erkalten!
3. Erhitzen Sie die Rasierklinge noch einmal bis zum Glühen, und härten Sie sie durch Abschrecken in kaltem Wasser!
4. Führen Sie erneut Arbeitsschritt 2 durch!
5. Erwärmen Sie die Rasierklinge erneut langsam unter Beachtung der Anlaßfarben (↗ TPÜ, S. 112), und führen Sie Arbeitsschritt 2 durch!

Auswertung

Notieren Sie Ihre Beobachtungsergebnisse! Suchen Sie nach Erklärungen für ihre Beobachtungen! (↗ TPÜ, S. 109 ... 112) ③

2.5.4. Bezeichnung von Eisenwerkstoffen

Eisenwerkstoffe (Gußeisen und Stahl) werden schon seit über 2000 Jahren hergestellt. Es gibt mehr als 20 000 verschiedene Stahlsorten, von denen etwa 1000 praktisch genutzt werden. Um zu Festlegungen zwischen Herstellern und Verbrauchern über die Qualität, das heißt, die Eigenschaften, die chemische Zusammensetzung, die Verarbeitungsart und den möglichen Einsatz, zu gelangen, wurden Kurzzeichen zur Normierung eingeführt.

Unlegierte **Eisen-Gußlegierungen** werden durch ein Kurzzeichen und durch die Angabe der garantierten Mindestzugfestigkeit (↗ S. 128) gekennzeichnet. Die Angabe erfolgt durch eine mit Bindestrich angehängte Ziffer, die mit 9,81 MPa multipliziert diese Festigkeit ergibt.

■ GGG-50 bedeutet Gußeisen mit Kugelgraphit mit etwa 500 MPa Mindestzugfestigkeit
GS-40 bedeutet Stahlguß mit etwa 400 MPa Mindestzugfestigkeit ④

Stähle können nach unterschiedlichen Gesichtspunkten eingeteilt und bezeichnet werden:

- nach der Art der Herstellung, zum Beispiel Siemens-Martin-Stahl, Elektrostahl,
- nach der Häufigkeit der Verwendung in Massenstähle und Sonderstähle,
- nach dem Verwendungszweck, zum Beispiel in Baustähle, Federstähle, Werkzeugstähle,
- nach besonderen Eigenschaften, zum Beispiel in nichtrostende oder säurebeständige Stähle,
- und nach der chemischen Zusammensetzung in unlegierte, niedriglegierte, legierte und hochlegierte Stähle (↗ Tabelle 20). ⑤

Tabelle 20 Chemische Zusammensetzung und Verwendung von Stahlsorten

Bezeichnung des Stahls	Massenanteil der Legierungselemente in Prozent	Verwendungsbeispiel
unlegierte Stähle	Kohlenstoff 0,05 ... 2,06 Silizium maximal 0,5 Mangan maximal 0,8 Phosphor maximal 0,09 Schwefel maximal 0,06	Baustähle
niedriglegierte Stähle	Kohlenstoff 0,05 ... 2,06 andere Legierungselemente bis 5	Werkzeugstähle
hochlegierte Stähle	Kohlenstoff 0,05 ... 2,06 andere Legierungselemente über 5	Schnellarbeitsstähle, rostbeständige Stähle

- ① Stellen Sie nach einem Literaturstudium (↗ „Kleine Enzyklopädie Technik“) Daten über Durchsatzvermögen, Arbeitsbedingungen, Stoff- und Energieumsatz und Produkte der verschiedenen Stahlherstellungsverfahren zusammen!
- ② Informieren Sie sich mit Hilfe des Buches „Technik und Produktion in Übersichten“ über das Glühen, die Glühtemperaturen, das Härten und Anlassen einschließlich der Anlaßfarben von Stahl! [22]
- ③ Wo können Sie ihre Erkenntnisse über das Härten von Stahl anwenden?
- ④ Informieren Sie sich bei der Arbeit in Betrieben über die Kennzeichnung von Gußwerkstoffen!
- ⑤ Warum ist die Bezeichnung unlegierte Stähle eigentlich irreführend?

Allgemeine Baustähle (unlegierte Stähle, die keiner besonderen Wärmebehandlung unterliegen) werden mit den Kurzzeichen „St“ und ebenfalls durch die Angabe der garantierten Mindestzugfestigkeit gekennzeichnet.

■ St 60 bedeutet allgemeiner Baustahl mit einer Zugfestigkeit von 588 ... 707 MPa

In die Kurzbezeichnung werden einbezogen bei:

- *legierten Stählen* die 100fachen Werte des Massenanteils Kohlenstoff in Prozent,
- *niedriglegierten Stählen* der Massenanteil der Legierungselemente in Prozent mit einem für jedes Element festgelegten Multiplikator,
- *hochlegierten Stählen* der tatsächliche Massenanteil der Legierungselemente in Prozent und das Kurzzeichen „X“ vor der Massenanteilszahl (↗ Tab. 21).

Als Legierungselemente können auftreten:

Chrom, Kobalt, Mangan, Nickel, Silizium, Wolfram	mit Multiplikator 4
Aluminium, Kupfer, Molybdän, Niob, Tantal, Titan, Vanadin	mit Multiplikator 10
Kohlenstoff, Zerk, Stickstoff, Phosphor, Schwefel	mit Multiplikator 100

C 35
 $\frac{35}{100} = 0,35\% \text{ C}$
Kohlenstoffstahl

18 Mn Si 6
 $\frac{6}{4} = 1,5\% \text{ Si}$
 $\frac{6}{4} = 1,5\% \text{ Mn}$
 $\frac{18}{100} = 0,18\% \text{ C}$

X 5 Cr Ni 18.10
 $\frac{10}{10} = 10\% \text{ Ni}$
 $\frac{18}{10} = 18\% \text{ Cr}$
 $\frac{0,05}{100} = 0,05\% \text{ C}$
hochlegierter Stahl

Tabelle 21 Beispiel für die Bezeichnung, die Eigenschaften und Verwendung eines Stahls

Name Kurzbezeichnung	Massenanteile d. Legierungselemente in Prozent	Zugfestigkeit in MPa	Eigenschaft	Verwendung
Rostfreier Stahl X 5 CrNi 18.10	0,05 C; 0,4 Si; 0,3 Mn; 18 Cr; 10 Ni	(550 ... 750)	rostfrei säurebeständig	Chemischer Apparatebau, Medizinischer Gerätebau ⊕

Aufgaben

Die Verhüttungstechnologie hat eine lange Entwicklungsgeschichte. Die Betrachtung dieser Entwicklungsgeschichte ermöglicht es, Zusammenhänge aufzudecken, die zwischen der Veränderung gesellschaftlicher Bedürfnisse und der Veränderung und Entwicklung bestehender Technologien bestehen.

1. Verfolgen Sie mit Hilfe der Abbildungen 18 und 19 die wesentlichen Entwicklungsetappen der Technologie der Metallherstellung vom Rennfeuer zur modernen Großproduktion in metallurgischen Zentren.

2. Welche entscheidenden Fragestellungen mußten gefunden werden, deren Lösungen dazu beitragen, die Metallurgie zu ihrer heutigen Leistungsfähigkeit zu führen? Gehen Sie bei der Beantwortung von Frage 2. folgendermaßen vor:

Nennen Sie aus der Analyse des Baus und der Funktion des Rennofens zunächst die Nachteile dieses Verfahrens!

Berücksichtigen Sie die steigenden Bedürfnisse an Masse und Qualität des herzustellenden Produktes!

Berücksichtigen Sie für das Auffinden weiterführender Fragestellungen:

Die Masse des Reaktionsprodukts betrug je Tag maximal einige Kilogramm schmiedbares Eisen!

Das Reduktionsmittel war Holzkohle!

Welche Vorzüge und Nachteile hatte die Verwendung von Holzkohle in bezug auf: die produzierte Masse Eisen, die Ausmaße des Ofens, die Temperatur, den Stoffumsatz, die qualitative Beschaffenheit des Eisens, andere Wirtschaftszweige, die Arbeit der Menschen in der Hütte?

3. Formulieren Sie die Frage, deren erfolgreiche Beantwortung viele der Schwierigkeiten der Produktion von Eisen beseitigt und Ansätze für eine Großproduktion gab!

Nutzen Sie dazu die Abbildung 19!

4. Informieren Sie sich über die Entwicklung der technologischen Prinzipien der Stahlproduktion (↗ S. 50f.)!

5. Welche der auf Seite 50f. genannten Prinzipien der Stahlproduktion sind für die DDR gegenwärtig und zukünftig besonders geeignet?

Den technologischen Prozessen der Herstellung von Roheisen und Stahl liegen chemische Reaktionen zugrunde, die gesetzmäßig verlaufen. Diese wirken immer in Abhängigkeit von



Abb. 18
Rennfeuer

① Fertigen Sie eine Zusammenstellung (Lehrtafel) an mit folgender Kopfleiste:

Wirkung der Legierungselemente auf den Stahl	Verwendungsbeispiele für legierte Stähle
----------------------------------------------	------------------------------------------



Abb. 19
Stahlhütte im Altertum

bestimmten Bedingungen. Durch Berücksichtigen und Verändern solcher Bedingungen kann zum Beispiel die Wirtschaftlichkeit eines Verfahrens zur Herstellung von Metallen günstig beeinflusst werden.

1. Welche chemischen Reaktionen werden im Hochofen und bei den verschiedenen Verfahren der Stahlherstellung genutzt?
2. Wie kann man die Bedingungen für diese chemischen Reaktionen so verändern, daß bei gleichem oder geringerem Rohstoffeinsatz mehr Reaktionsprodukte gewonnen werden?

Entscheidend für den richtigen Einsatz von Metallen in Industrie und Haushalt sind Kenntnisse über ihre spezifischen Eigenschaften. ① ②

Die Eigenschaften der Metalle resultieren aus ihrem atomaren und kristallischen Aufbau.

Als kristalline Festkörper bilden Metalle **Kristallgitterstrukturen** aus, in denen **Metallbindung** zwischen den Atomen vorliegt. Die Kristallbausteine sind geometrisch regelmäßige Elementarzellen. Zwischen den Protonen in den Atomkernen und den äußeren Elektronen in den Atomhüllen wirken schwache Anziehungskräfte. Dadurch ist eine Verschiebung dieser Elektronen („Elektronengas“) relativ leicht möglich.

Zwischen den Teilchen eines **Metallkristalls** (Atome, Ionen, Elektronen) treten Wechselwirkungen in Form elektrischer Kräfte auf.

Die voneinander abweichenden Eigenschaften einzelner Metalle sind unter anderem

- im unterschiedlichen Bau der Atome der Metalle,
- in der Anordnung der Atome in den Elementarzellen und
- in der unterschiedlichen Kristallgitterausbildung der Metalle und der sich daraus ergebenden Zugehörigkeit zu den verschiedenen Kristallsystemen begründet.

3.1. Einteilung der Metalle

Die Metalle lassen sich entsprechend ihren Eigenschaften unterschiedlich einteilen. Eine Möglichkeit, sie zu ordnen, zeigt die Tabelle 22.

Tabelle 22 Einteilung der Metalle nach der Dichte, der Farbe, der Oxydierbarkeit und der Schmelztemperatur

Eigenschaften	Einteilung	Beispiele
Dichte	Leichtmetalle ($\rho < 5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$) Schwermetalle ($\rho > 5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	Aluminium, Magnesium, Titan Eisen, Kupfer, Blei, Zink, Zinn
Farbe	Schwarzmetalle Buntmetalle Weißmetalle	Eisen Blei, Zink, Zinn Legierungen des Zinns mit Blei, Antimon oder Kupfer
Oxydierbarkeit	edle Metalle halb-edle Metalle unedle Metalle	Gold, Silber, Platin Kupfer, Quecksilber, Vanadin Wolfram, Aluminium, Eisen, Zinn, Nickel

① Nennen Sie Ihnen bekannte physikalische und chemische Eigenschaften der Metalle!

② Wovon hängen die Eigenschaften der Metalle ab?

Eigenschaften	Einteilung	Beispiele
Schmelztemperatur	niederschmelzende Metalle ($t < 600\text{ °C}$) mittelschmelzende Metalle ($t = 600\text{ °C} \dots 1100\text{ °C}$) hochschmelzende Metalle ($t = 1100 \dots 1900\text{ °C}$) höchstschmelzende Metalle ($t > 1900\text{ °C}$)	Zinn, Kadmium, Blei, Zink Aluminium, Magnesium, Kupfer Mangan, Nickel, Kobalt, Eisen, Titan Molybdän, Tantal ① ② ③

3.2. Physikalische Eigenschaften der Metalle

- **Physikalische Eigenschaften von Stoffen können beobachtet und gemessen werden, ohne daß chemische Veränderungen dieser Stoffe erfolgen.**

Zu den physikalischen Eigenschaften zählen unter anderem: **kristalliner Aufbau, elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, Verformbarkeit und metallischer Glanz.**

3.2.1. Wärmeleitfähigkeit von Metallen

Bekannte physikalische Vorgänge sind das Ausdehnen und Zusammenziehen (Verformen) von Körpern bei Erwärmung beziehungsweise Abkühlung.

- Durch solche Vorgänge entstehen zum Beispiel Wölbungen auf Asphaltstraßen im Sommer beziehungsweise Risse im Winter. Brückenbauer müssen die Ausdehnung der Brückenkonstruktion beim Erwärmen beziehungsweise das Zusammenziehen bei Frost berücksichtigen.

Um Schäden durch Sonneneinwirkung oder Frost zu verhindern, sind die Stahlträger von Brücken nur an einem Ende fest mit dem Widerlager verbunden, während das andere Ende auf Walzen aufliegt. ④

Bei Dampfleitungen oder Fernheizungsrohren fallen die in gewissen Abständen eingebauten Ausgleichbogen auf. Sie gleichen die bei Erwärmung der Metallrohre erfolgende Längenausdehnung aus und verhindern dadurch deren „Ausknicken“.

- **Die Wärmeleitfähigkeit von Metallen hat ihre Ursachen in der Kristallgitterstruktur und dem Vorhandensein des „Elektronengases“ im Metallkristall.**

Wird ein Metall erwärmt, so nimmt die Bewegung seiner Teilchen zu. Die Teilchen beginnen im Kristallgitter um ihre Ruhelagen zu schwingen. Die Folge ist eine Volumenergrößerung, das heißt, bei Erhöhung der thermischen Energie dehnt sich das Metall aus. Bei der Abkühlung sinkt die Temperatur der Teilchen, so daß sich die Abstände zwischen ihnen wieder verkleinern.

- 21
▼ *Überprüfen Sie das Wärmeleitvermögen von Metallen im Vergleich zu Holz!*

Vorüberlegung

1. Wie können Sie diese Überprüfung vornehmen?
2. Mit welchem Ergebnis rechnen Sie?

Geräte: gleich große Stäbe aus Holz und verschiedenen Metallen

Durchführung

1. Lassen Sie die Holz- beziehungsweise Metallstäbe etwa 20 min bei gleichbleibender Raumtemperatur liegen!
2. Nehmen Sie einen Metallstab und einen Holzstab in je eine Hand!

Auswertung

Die Metallstäbe fühlen sich kälter an; sie besitzen auf Grund der beweglichen Elektronen ein hohes Wärmeleitvermögen und entziehen der Haut Wärme.

22
▼

Untersuchen Sie die Längenausdehnung verschiedener Metallrohre bei einer Temperatur von $100\text{ }^{\circ}\text{C}$!

Geräte: konischer Kolben (500 cm^3), Stopfen mit Ableitungsrohr, Meßvorrichtung, Bunsenbrenner, Stativmaterial, Dreifuß, Drahtnetz

Chemikalien: Zink- oder Eisenrohre ($l = 500\text{ mm}$)

Durchführung

1. Messen Sie die Länge des Metallrohres vor Beginn des Experiments!
2. Erhitzen Sie im konischen Kolben das Wasser bis zum Sieden, und leiten Sie den Dampf durch das Metallrohr!
3. Erwärmen Sie das Metallrohr auf eine Temperatur von $\vartheta = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$!
4. Messen Sie die Länge des Rohres erneut!

Auswertung

Das Metallrohr dehnt sich durch die Aufnahme von Wärme aus.

Bei Erwärmung von $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ auf $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ dehnen sich aus:

ein 1 m langer Eisenstab um 1,2 mm, ein 1 m langer Zinkstab um 3,0 mm und
ein 1 m langer Kupferstab um 1,6 mm, ein 1 m langer Glasstab um 0,9 mm. ⑤

23
▼

Überprüfen Sie das in der Auswertung des Experiments 22 genannte Ergebnis der Ausdehnung von Metallen beim Erwärmen durch das Erhitzen eines selbsthergestellten Bimetallstreifens aus Eisen und Zink!

Vorüberlegung

1. Worauf beruht das Wirkprinzip eines Bimetallstreifens? (↗ LB Physik 6, S. 48)
2. Welcher Effekt müßte beobachtbar sein!
3. Schlagen Sie eine Apparatur für die experimentelle Prüfung vor!

Geräte: Bunsenbrenner, Stativ

Chemikalien: Bimetallstreifen aus Eisen und Zink

Durchführung

1. Spannen Sie den Bimetallstreifen waagrecht in das Stativ ein!
2. Erhitzen Sie den Bimetallstreifen mit dem Bunsenbrenner!

Auswertung

1. Erläutern Sie Ihre Beobachtungen!
2. Welche technischen Einsatzmöglichkeiten ergeben sich für Bimetallstreifen auf Grund ihres Verhaltens beim Erwärmen? (↗ LB Ph 6, S. 58; LB Ph 8, S. 79)
3. Was wäre beim Erwärmen zweier vernieteter Metallstreifen aus Eisen und Zink zu beobachten?

① Nennen Sie andere Einteilungsmöglichkeiten der Metalle! (↗ WCh, S. 13)

② Ordnen Sie weitere Ihnen bekannte Metalle nach der Tabelle 22!

③ Prüfen Sie mit Hilfe der Tabelle 22 die Berücksichtigung bestimmter Eigenschaften von Metallen beim Einsatz dieser in der Industrie und im Haushalt (↗ Tab. 2, S. 9)!

④ Was ist ein „Schienenverwurf“, und wodurch tritt diese Erscheinung auf?

⑤ Wie kann man die Längenänderung eines einseitig fest eingespannten Drahtes bei Erwärmung ermitteln? Entwickeln Sie eine entsprechende Experimentieranordnung!

Ähnlich wie Metallstreifen verhalten sich Metallkugeln. Auch ihr Volumen ist temperaturabhängig.

Untersuchen Sie die Ausdehnung verschiedener Metallkugeln bei Erwärmung!

Geräte: Stativmaterial mit Metallring, Bunsenbrenner

Chemikalien: Kugeln gleichen Durchmessers von verschiedenen Metallen

Durchführung

1. Wählen Sie die Metallkugel- beziehungsweise Metallringgröße so, daß die Kugeln bei Zimmertemperatur gerade noch durch den Ring fallen!
2. Erwärmen Sie die Kugeln!
3. Überprüfen Sie, ob die Kugeln auch jetzt noch durch den Ring fallen!
4. Nehmen Sie die Überprüfung nach dem Abkühlen der Kugeln erneut vor!

Auswertung

Metalle dehnen sich bei Erwärmung allseitig aus, das heißt, nach allen Seiten gleichmäßig. ①

3.2.2. Elektrische Leitfähigkeit von Metallen

Metalle leiten den elektrischen Strom gut. Sie werden als **Leiter 1. Ordnung** bezeichnet.

Die elektrische Leitfähigkeit von Metallen beruht auf dem Vorhandensein wanderungsfähiger Ladungsträger („Elektronengas“) zwischen den im Kristallgitter angeordneten Metallatomen und Metall-Ionen.

Besonders die Metalle, die als Elemente in die I. Nebengruppe des Periodensystems der Elemente eingeordnet werden, sind sehr gute Stromleiter. Ihr spezifischer Widerstand ist klein. Da Gold und Silber als Stromleiter in der Elektrotechnik eingesetzt zu kostenaufwendig wären, wird Kupfer und in zunehmendem Maße Aluminium als Leitermaterial verwendet. Gold und Silber werden auf Grund ihrer hervorragenden elektrischen Leitfähigkeit für die Herstellung mikroelektronischer Bauteile eingesetzt.

Bei der Auswahl geeigneter Metalle für die Verwendung als elektrische Leiter muß außer energetischen und ökonomischen Problemen auch die Temperaturabhängigkeit der Leitfähigkeit untersucht werden.

Bei niedrigen Temperaturen befinden sich alle Teilchen im Metallkristall in regelmäßiger Anordnung auf ihren Plätzen. Die Elektronen können sich ungehindert bewegen und den Transport elektrischer Ladungen übernehmen. Mit zunehmender Temperatur gerät die Struktur des Metallkristalls in eine gewisse Unordnung, so daß die Elektronen einen erhöhten Widerstand zu überwinden haben. Je größer aber dieser Widerstand ist, um so kleiner ist bei konstanter Spannung der Spannungsquelle die Stromstärke des fließenden Stroms.

Mit sinkender Temperatur werden die Bewegungen der Teilchen im Metallkristall geringer, sie rücken näher aneinander, und die freie Bewegung der Elektronen ist leichter möglich. Daraus resultiert die Zunahme des elektrischen Leitvermögens der Metalle mit sinkender Temperatur.

Bei sehr starker Abkühlung der Metalle kann aus diesem Grunde eine sogenannte Supraleitfähigkeit auftreten. Sie tritt bei einer für die einzelnen Metalle charakteristischen Temperatur auf und ist durch eine sprunghafte Erniedrigung des elektrischen Widerstandes gekennzeichnet.

② ③ ④

Untersuchen Sie die elektrische Leitfähigkeit verschiedener Metalle in Abhängigkeit von der Temperatur!

Vorüberlegung

1. Welchen Einfluß hat die Temperatur auf den inneren energetischen Zustand eines Stoffes?
2. Nennen Sie die günstigsten Temperaturbedingungen für eine gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle!

Geräte: Stromversorgungsgerät, Glühlampe, Strommeßgerät, Laborthermometer, Bunsenbrenner

Chemikalien: Stäbe oder Plättchen aus Eisen, Kupfer, Aluminium, Zink

Durchführung

1. Bauen Sie einen Stromkreis nach Abbildung 20 auf!
2. Wechseln Sie die Glühlampe gegen die zu prüfenden Metalle aus!
3. Überprüfen Sie bei einer Spannung von $U = 20\text{ V}$ das elektrische Leitvermögen der Metalle bei einer Temperatur von 20 °C und 80 °C .

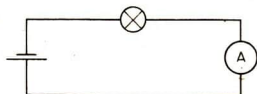


Abb. 20
Stromkreis für eine Leitfähigkeitsmessung

Auswertung

Ordnen Sie die experimentell ermittelten Ergebnisse tabellarisch an!

Stoff	Stromstärke I in A bei einer Temperatur von	
	$\vartheta = 20\text{ °C}$	$\vartheta = 80\text{ °C}$
Eisen Kupfer Aluminium Zink		

3.2.3. Glanz und Lichtundurchlässigkeit von Metallen

Der **Glanz** und die **Lichtundurchlässigkeit** von Metallen gestatten es, sie unter anderem auch zur Herstellung verschiedener Spiegel zu verwenden. Beispielsweise werden Silber und Aluminium zur Anfertigung von Teleskopspiegeln verwendet. Auch bei Schmuckgegenständen oder bei bestimmten Teilen des Fahrrads, Motorrads oder Kraftfahrzeugs sowie bei vielen anderen Gegenständen werden diese Eigenschaften bestimmter Metalle genutzt. ⑤ ⑥

► **Glanz und Lichtundurchlässigkeit von Metallen werden durch Absorption beziehungsweise Reflexion des Lichtes hervorgerufen, bedingt durch das „Elektronengas“ und die regelmäßige und dichte Anordnung der Atome und Ionen im Metallkristall.**

Nur in allerdünnsten Schichten ($< 0,001\text{ mm}$) lassen Metalle Licht schwach durchscheinen.

▼ *Untersuchen Sie den Glanz verschiedener Metalle!*

- ① Wie befestigt ein Schmied einen neuen Eisenreifen auf einem Holzrad?
- ② Nennen Sie Beispiele für den Einsatz von Metallen in der Elektrotechnik!
- ③ Wodurch tritt im Metalleiter ein elektrischer Widerstand auf?
- ④ Welche Bedeutung hat die Supraleitfähigkeit von Metallen in der Technik?
- ⑤ Nennen Sie weitere Beispiele dafür, daß die Oberflächenbeschaffenheit und die Undurchsichtigkeit der Metalle genutzt werden!
- ⑥ Wie kann der Oberflächenglanz von Metallen erhöht werden?

3.2.4. Verformbarkeit, Festigkeit, Härte und Schmelztemperatur von Metallen

Verformbarkeit, Festigkeit, Härte und Schmelztemperatur von Metallen sind Eigenschaften, deren Kenntnis für die Herstellung und Weiterverarbeitung von Metallen notwendig sind. Durch diese Eigenschaften der Metalle sind Bearbeitungsverfahren metallischer Werkstoffe wie Walzen, Schmieden, Ziehen oder Pressen möglich.

Durch Kaltumformen, Härten, Legieren und andere Bearbeitungsformen läßt sich die Festigkeit von Metallen wesentlich steigern. Zwischen diesen Eigenschaften bestehen Zusammenhänge.

- **Die Verformbarkeit der Metalle beruht auf den Wechselwirkungen des Einflusses mechanischer Kräfte und den Anziehungskräften zwischen den Gitterbausteinen im Metallkristall innerhalb und zwischen bestimmten Ebenen.**

Bei Kräfteinwirkungen verschieben sich die Metallatomlagen in den Metallkristallen auf einer Ebene gegeneinander. Diese Kristallgitterebenen werden als Gleitebenen bezeichnet. Metalle, die im Metallgitter viele Gleitebenen aufweisen, können leicht umgeformt werden, ihre Dehnbarkeit ist groß. Vergrößern sich durch den Einfluß der äußeren Kräfte die Abstände zwischen den Teilchen der Kristallgitter nur soweit, daß sie nach dem Aufhören der Kräfteinwirkung durch die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen ihre ursprüngliche Lage wieder einnehmen, handelt es sich um eine elastische Verformung. Werden dagegen die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen überwunden, ist die Elastizitätsgrenze überschritten, findet eine plastische Verformung statt, die bestehenbleibt.

27

- ▼ *Untersuchen Sie Streifen von Eisen, Stahl, Kupfer, Aluminium, Blei, Zinn, Zink auf ihre Elastizität!*

Durchführung

1. Biegen Sie die Metallstreifen, zum Beispiel eine Rasierklinge, an einer Tischkante!
2. Lassen Sie die gebogenen Streifen los!

Auswertung

Das Biegen der Metallstreifen ruft eine Erhöhung der inneren Spannung im Metallkristall hervor. Daraus resultiert eine Dehnung des Metalls, durch die die Teilchenanordnung im Metallkristall verändert wird. Übersteigt die Spannung die Dehnbarkeit, kommt es entweder zum Bruch (z. B. bei der Rasierklinge) oder zu einer unumkehrbaren Verformung des Metalls (z. B. gebogener Draht). ①

- **Durch Zug, Druck oder Biegen lassen sich Spannungen in Metallen bis zur Elastizitätsgrenze erzeugen. Darunter ist der Übergang vom elastischen zum plastischen Verhalten zu verstehen.**

Auf diese Weise kann Stahl plastisch im kalten und im glühenden Zustand verformt werden. Die plastischen Eigenschaften der Metalle sind besonders für ihre spanlose Verarbeitung durch Umformen bedeutungsvoll. ②

In der Praxis ist die Kenntnis von Elastizitätsgrenzen besonders für Maschinen- und Bauteile wichtig, die keine Umformung erfahren beziehungsweise nicht brechen oder zerreißen dürfen (z. B. Stahlfedern). ③

- **Geglühter Stahl und Stahl mit einem Kohlenstoffanteil unter 0,9% sind wenig elastisch. Gehärteter Stahl ist sehr elastisch.** ④

28

- ▼ *Vergleichen Sie Stahl und Blei hinsichtlich ihrer elastischen Eigenschaften!*

Geräte: harte Unterlage (Metall- oder Marmorplatte)

Chemikalien: Kleine Stahl- und Bleikugeln

Durchführung

1. Lassen Sie aus gleicher Höhe (etwa 1 m) die Metallkugeln auf die harte Unterlage fallen!
2. Vergleichen Sie anschließend die Oberfläche der Kugeln!

Auswertung

Die Stahlkugeln erweisen sich als sehr elastisch, springen nach dem Aufprall auf der Unterlage mehrmals in die Höhe und weisen keine Veränderungen auf.

Die Bleikugeln bleiben dagegen auf der Unterlage liegen und sind deformiert. Blei hat keine elastischen, sondern plastische Eigenschaften.

Die praktischen Einsatzmöglichkeiten von Metallen hängen entscheidend von ihrer Verformbarkeit und von ihrer Festigkeit ab (↗ S. 128).

Für Verformungen von Metallen sind in Abhängigkeit von der Festigkeit unterschiedliche Kraftaufwände zur Überwindung von Widerständen erforderlich, die Metalle dem Umformen entgegensetzen.

- Die Festigkeit wird durch die Kohäsionskräfte zwischen den Teilchen eines Metalls bewirkt. Bei Metallen steigt sie mit Zunahme der Elektronenanzahl je Metallatom an.

Die Festigkeit als Eigenschaft muß von der Härte unterschieden werden.

- Unter Härte ist der Widerstand zu verstehen, den ein Werkstoff (Metall) dem Eindringen eines anderen härteren Körpers entgegensetzt (↗ S. 130).

29



Untersuchen Sie die Festigkeit von Drähten beziehungsweise Plättchen aus Eisen, Kupfer, Aluminium, Blei, Zinn und Zink durch Kaltbearbeitung!

Geräte: Hammer, Amboß

Durchführung

1. Biegen Sie die Metalle mit der Hand!
2. Treiben Sie die Metallplättchen durch Hämmern!

Auswertung

1. Stellen Sie eine Reihenfolge der Festigkeit der untersuchten Metalle auf!
2. Vergleichen Sie diese Reihenfolge mit den entsprechenden Schmelztemperaturen der Metalle (↗ TCh, S. 20ff.)!

Kenntnisse über die Schmelztemperaturen von Metallen sind für die Herstellung von Metallen, für das Umformen von Metallen und für die Herstellung von Legierungen besonders wichtig.

- Zwischen der Festigkeit und der Schmelztemperatur von Metallen besteht eine direkte Proportionalität.

Eine hohe Festigkeit bedeutet, daß zwischen den Metallteilchen starke elektrische Kräfte auftreten, die den festen und stabilen Zusammenhalt zwischen den Teilchen bewirken.

Werden Metalle oder Legierungen erwärmt, gehen sie in den flüssigen Zustand über. Die ausgeprägte Schmelztemperatur bei Metallen ist ein charakteristisches Merkmal aller kristallinen Stoffe.

-
- ① Ordnen Sie die untersuchten Metalle nach ihrer Elastizität!
 - ② Kennzeichnen Sie die wirtschaftliche Bedeutung der spanlosen Umformung von Metallen im Vergleich zu spanabhebenden Verarbeitungsmethoden!
Nennen Sie Beispiele für beide Umformmethoden! (↗ S. 62)
 - ③ Nennen Sie weitere Beispiele!
 - ④ Wie wird Stahl gehärtet?

Durch Zufuhr von Wärme erhöht sich die Bewegung der Teilchen im Metallkristall. Die Teilchen beginnen stärker zu schwingen, verlassen beim Erreichen der Schmelztemperatur ihre Gitterplätze im Kristall und bewegen sich wahllos in der Schmelze. Die Kräfte, die den Metallkristall zusammenhalten, sind überwunden. Eine weitere Erwärmung der Metallschmelze würde zur Bildung von Metaldämpfen führen, die Metallatome enthalten.

Während des Schmelzprozesses bleibt die Temperatur der Schmelze trotz weiterer Wärmezufuhr konstant (Haltezeit). Der gesamte Schmelzvorgang läuft somit bei der Schmelztemperatur ab, das heißt, die zugeführte Wärme wird lediglich zum Schmelzen verbraucht.

3.3. Chemische Eigenschaften der Metalle

Bei chemischen Reaktionen treten stets stoffliche und energetische Veränderungen auf. Sie laufen immer in Verbindung mit physikalischen Vorgängen ab.

Wesentliche chemische Eigenschaften von Metallen, die ihren Gebrauchswert entscheidend mitbestimmen, sind unter anderem:

- Beständigkeit an der Luft,
- Reaktionsvermögen gegenüber Sauerstoff, Wasser und anderen Stoffen (↗ S. 65f., S. 67, S. 69f.),
- Brennbarkeit,
- Passivierungsvermögen (↗ S. 110),
- Reduktionsvermögen (↗ S. 67),
- Korrosionserscheinungen.

Aus der Kenntnis der Anzahl und der räumlichen Anordnung der Elektronen in einem Metallatom und der Anordnung der Atome im Metallkristall können Eigenschaften der Metalle abgeleitet werden.

3.3.1. Bildung von Metallkationen

► **Metall-Ionen sind immer positiv geladen. Positiv geladene Ionen werden als Kationen bezeichnet.**

Das Vorhandensein von Metall-Ionen ist für die physiologischen Vorgänge der Organismen und für die Landwirtschaft von Bedeutung. Pflanzen, Tiere und Menschen nehmen zum Beispiel mit den Düngemitteln, mit der Nahrung oder mit Medikamenten Metallspuren in Form von Metall-Ionen auf.

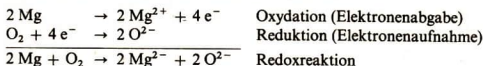
Aus dem Periodensystem der Elemente ist ableitbar, daß die Metalle elektropositive Eigenschaften haben und gegenüber den Nichtmetallen relativ niedrige Elektronegativitätswerte aufweisen. ①

Die Elektronegativität ist ein Hilfsmittel, um den Bindungscharakter einer chemischen Verbindung abzuschätzen (↗ LB 8, S. 31). Die Elektronegativitätswerte widerspiegeln abgestuft das Bestreben der Atome, innerhalb einer Verbindung Elektronen an sich heranzuziehen.

► **Metalle sind Stoffe, die bei chemischen Reaktionen Elektronen abgeben.**

Silbergraues Magnesium verbrennt mit greller Lichterscheinung unter Wärmeabgabe zu weißem Magnesiumoxid. Im Zusammenhang mit energetischen Veränderungen findet durch eine Umgruppierung der Außenelektronen der Magnesiumatome ein Umbau der chemischen Bindung

statt, das heißt, einer Spaltung von Bindungen folgt eine Neuausbildung von Bindungen. Durch die chemische Reaktion bildet sich ein neuer Stoff.



Metall- bindung	Atom- bindung	Ionen- beziehung
--------------------	------------------	---------------------

Lassen sich die Atome eines Metalls besonders leicht in positiv geladene Ionen überführen, wird dieses Metall als leicht oxydierbar bezeichnet. Das trifft zum Beispiel für Magnesium zu. ②

30.
▼

Stellen Sie Magnesiumoxid her!

Geräte: Tiegelzange, Bunsenbrenner, Drahtnetz

Chemikalien: Magnesium (Späne)

Durchführung

Vorsicht! Schutzbrille mit Blendschutzgläsern verwenden! Arbeiten Sie nach einer von Ihnen vorgeschlagenen Experimentiervorschrift, die Sie vom Kursleiter bestätigen lassen!

Auswertung

1. Nennen Sie Ihre Beobachtungen!
2. Treffen Sie Aussagen über die Energie des Ausgangsstoffes und des Reaktionsproduktes!
3. Welche Art chemischer Reaktion liegt vor?

3.3.2. Reaktionen von Metallen mit Sauerstoff

Metalle reagieren mit Sauerstoff unterschiedlich stark. Viele Metalle werden durch den Sauerstoff der Luft oxydiert (↗ Experiment 34).

Einige Metalle reagieren nicht mit dem Luftsauerstoff. Dazu gehören zum Beispiel Blei, Aluminium, Kupfer und Zink (↗ S. 57).

31.
▼

Untersuchen Sie die Reaktion der Metalle Strontium, Barium, Kalzium und Aluminium mit Sauerstoff!

Vorüberlegung

1. Welche Experimentiererergebnisse erwarten Sie?
2. Bestimmen Sie anhand der Einteilung der Metalle in edle, halbedle und unedle Metalle (↗ Tab. 22, S. 57) ihr Reaktionsvermögen gegenüber Sauerstoff!

Geräte: Lötrohr, Spatellöffel, Bunsenbrenner

Chemikalien: verschiedene Metallspäne

Durchführung

1. Geben Sie jeweils die Metallspäne eines Metalls auf den Spatellöffel!
2. Blasen Sie seitlich durch die Spitze der Gasflamme mit dem Lötrohr auf die Metallspäne!

① Begründen Sie die Elektropositivität der Metalle!

② Kann die Metallbindung ebenso wie die polare Atombindung als Übergangsform zwischen Atombindung und Ionenbeziehung betrachtet werden?

Auswertung

1. Nennen Sie Ihre Beobachtungen!
2. Beurteilen Sie auftretende Unterschiede in den Beobachtungseffekten bei den einzelnen Metallen!
3. Treffen Sie anhand der Stellung der untersuchten Elemente im Periodensystem der Elemente Aussagen über ihr Reaktionsvermögen gegenüber Sauerstoff!
4. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die durchgeführten Oxydationsreaktionen!

32
▼

Überprüfen Sie die Brennbarkeit von Eisen, Zink, Zinn, Aluminium und Kupfer an der Luft!

Geräte: Bunsenbrenner, Tiegelzange

Chemikalien: Eisen, Zink, Zinn, Aluminium, Kupfer (Pulver, Späne oder dünne Bleche)

Durchführung

Vorsicht, Schutzbrille mit Blendschutzgläsern tragen!

1. Streuen Sie Eisenpulver in die Flamme eines Brenners!
2. Erhitzen Sie Zinkspäne mit der Brennerflamme!
3. Halten Sie Zinnfolie in die Brennerflamme!
4. Bringen Sie Aluminiumfolie oder Aluminiumpulver in die Brennerflamme!
5. Falten Sie ein Kupferblech briefartig, und halten Sie es in die Brennerflamme!

Auswertung

Ziehen Sie aus Ihren Beobachtungen Schlußfolgerungen über den Ablauf der Reaktion!

33
▼

Verbrennen Sie einen Eisendraht in Sauerstoff!

Vorüberlegung

1. Erklären Sie, warum Eisendraht nicht an der Luft verbrennt!

Beachten Sie:

- den Durchmischungsgrad von festem Stoff (Eisen) und Gas (Luft),
- die Zusammensetzung der Luft,
- die erforderliche Reaktionstemperatur!

2. Warum verbrennt der Eisendraht in reinem Sauerstoff?
3. Schlage eine Apparatur zur Darstellung und zum Auffangen von Sauerstoff vor!

Geräte: schwerschmelzbares Reagenzglas (16 mm × 160 mm), Stopfen mit Gasableitungsrohr, pneumatische Wanne, konischer Kolben (300 cm³), Stopfen mit Haken, Eisenspirale, Holzspan, Brenner

Chemikalien: Kaliumpermanganat, Eisenspirale (Uhrfeder, Blumendraht), Seesand

Durchführung

1. Stellen Sie aus Kaliumpermanganat Sauerstoff dar, und fangen Sie den Sauerstoff pneumatisch im konischen Kolben auf!
2. Wärmen Sie vor Aufsetzen des Stopfens auf den konischen Kolben die Eisenspirale vor, und entzünden Sie den Holzspan (↗ Abb. 21)!

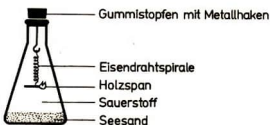


Abb. 21
Verbrennung von Eisen in Sauerstoff

Auswertung

1. Nennen Sie Ihre Beobachtungen!
2. Entwickeln Sie für die Darstellung von Sauerstoff aus Kaliumpermanganat die chemische Gleichung!

34

▼ *Verbrennen Sie Zink, Blei, Aluminium, Kupfer und Zinn in reinem Sauerstoff!*

Geräte: Reagenzglas (30 mm × 200 mm), Verbrennungsrohr ($d = 20$ mm, $l = 30$ mm), 5 Magnesiumspateln, Spatel, Bunsenbrenner, Stativmaterial

Chemikalien: Kaliumpermanganat, Blei (pulv.), Aluminium (pulv.), Kupfer (pulv.), Zinn (pulv.)

Durchführung

1. Geben Sie in das Reagenzglas je 2 Spatelspitzen Kaliumpermanganat und in das Verbrennungsrohr eine Magnesiumrinne mit einem der zu verbrennenden Metallpulver!
2. Verbinden Sie das Reagenzglas mit dem Verbrennungsrohr über ein Glasrohr mit 2 Stopfen!
3. Erhitzen Sie das Kaliumpermanganat, und führen Sie am Ende des Verbrennungsrohres die Spanprobe durch!
4. Wird Sauerstoff nachgewiesen, führen Sie die Magnesiumrinne mit dem Metallpulver in das Verbrennungsrohr ein!

Auswertung

Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die abgelaufenen chemischen Reaktionen!

Für die Oxydation von Metallen gilt folgende Regel:

► **Je unedler ein Metall ist, um so leichter verbindet es sich mit Sauerstoff, wobei die Metallatome Elektronen abgeben.** ①

Den Metalloxiden kann der Sauerstoff wieder entzogen werden. Der Entzug von Sauerstoff geht ebenso unter einem Elektronenübergang vor sich, wie es bei der Oxydation der Metalle der Fall ist (↗ Experiment 34).

► **Reduktionsreaktionen sind mit Oxydationsreaktionen gekoppelt. Der gleichzeitige Ablauf beider Reaktionen wird als Redoxreaktion bezeichnet.**

Metalle haben reduzierende Eigenschaften, sie wirken als Reduktionsmittel. Metalloxide wirken als Oxydationsmittel. Viele Metalle, zum Beispiel Kupfer, Blei, Eisen, Zink, Nickel, Zinn, Chrom, Aluminium, lassen sich durch Redoxreaktionen herstellen (↗ S. 34).

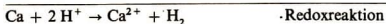
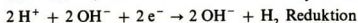
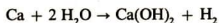
3.3.3. Reaktionen von Metallen mit Wasser

Metalle reagieren mit Wasser unterschiedlich. [12; S. 87] Hartes Wasser ist in der Technik oft nicht einsetzbar, da sich durch die Reaktion des Metalls mit dem Wasser auf den Wänden von Metallrohren und Metallbehältern Kesselstein abgelagert. ② ③ ④ ⑤

Unedle Metalle können mit Wasser unter Bildung von Basen reagieren. Sie werden deshalb auch als Basenbildner bezeichnet.

-
- ① Begründen Sie, weshalb Kupfer(II)-oxid mit Magnesium reduziert werden kann!
 - ② Durch welche Metallverbindungen beziehungsweise Metall-Ionen wird die Härte des Wassers hervorgerufen?
 - ③ Geben Sie für Kesselstein die chemische Verbindung an!
 - ④ Nennen Sie Schäden, die durch Kesselsteinbildung hervorgerufen werden können!
 - ⑤ Welche Vorteile bietet weiches Wasser für die Nutzung in der Technik und im Haushalt?

Reaktion von Kalzium mit Wasser:



35

Überprüfen Sie, ob die Metalle Magnesium, Kalzium und Barium mit Wasser Basen bilden!

Vorüberlegungen

1. Geben Sie an, wie eine Knallgasprobe durchgeführt wird!

Geräte: 4 Reagenzgläser (16 mm × 160 mm), Spatellöffel, Stopfen, Messer, Stativmaterial, Bunsenbrenner, Rundfilter, pneumatische Wanne

Chemikalien: Metalle, Filterpapier, Unitest-Papier

Durchführung

1. Vorsicht! Schutzbrille tragen!

2. Geben Sie jeweils 1 Spatelspitze und 3 ml Wasser in die Reagenzgläser!

3. Wenn zunächst keine Reaktion eintritt, erwärmen Sie die Reagenzgläser leicht!

4. Setzen Sie die Stopfen nur locker auf die Reagenzgläser!

5. Überprüfen Sie nach dem Erwärmen die Lösungen mit Unitest-Papier!

6. Führen Sie die Reaktion von Natrium mit Wasserdampf mit Hilfe der Apparatur nach Abbildung 22 durch!

(Das Reagenzglas wird Ihnen vom Lehrer bereits gefüllt übergeben!)

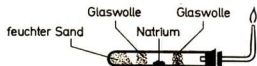


Abb. 22

Reaktion von Natrium mit Wasser

7. Spannen Sie das Reagenzglas im Stativ leicht nach vorn geneigt ein! (Achtung! Die Wandung des Glases muß trocken sein).

8. Erhitzen Sie das erbsengroße Stück Natrium im Reagenzglas mit der entleuchteten Bunsenbrennerflamme, bis graugrüne Dämpfe sichtbar werden!

9. Erhitzen Sie den Sand im Reagenzglas von vorn, so daß der Wasserdampf nicht zu schnell über das Natrium getrieben wird!

10. Entzünden Sie den Wasserstoff an der Glasrohrverengung!

Auswertung

1. Nennen Sie Ihre Beobachtungen!

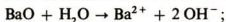
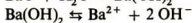
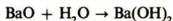
2. Wie muß sich das Unitest-Papier verfärben, wenn sich eine Base gebildet hat?

3. Entwickeln Sie für die ablaufenden Reaktionen die chemischen Gleichungen!

4. Erklären Sie die unterschiedliche Heftigkeit der einzelnen chemischen Reaktionen!

3.3.4. Reaktionen von Metalloxiden mit Wasser

Auch Metalloxide reagieren mit Wasser unter Basenbildung.



Prüfen Sie, ob Magnesium-, Kalzium-, Strontium-, Barium-, Natrium- und Kaliumoxid mit Wasser reagieren!

Geräte: 12 Reagenzgläser (16 mm × 160 mm), Trichter, Spatel, Bunsenbrenner

Chemikalien: Metalloxide, Wasser, Unitest-Papier, Rundfilter

Durchführung

Vorsicht, Schutzbrille tragen!

1. Geben Sie jeweils eine Spatelspitze eines Metalloxids in ein Reagenzglas, fügen Sie etwa 3 ... 4 ml Wasser zu, und erwärmen Sie das Reagenzglas!
2. Lassen Sie den Reagenzglasinhalt abkühlen, filtern Sie ihn, und fangen Sie das Filtrat in einem zweiten Reagenzglas auf!
3. Prüfen Sie das Filtrat mit Unitest-Papier!

Auswertung

Es entstehen Basellösungen, deren Hydroxid-Ionen Unitest-Papier blau färben.

1. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die abgelaufenen Reaktionen!
2. Begründen Sie, ob die ablaufenden chemischen Reaktionen Redoxreaktionen sind!

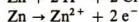
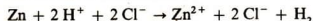
3.3.5. Reaktionen von Metallen mit Säuren

Säuren dissoziieren in wäßriger Lösung in Ionen. Je verdünnter die Säure ist, um so größer ist der Grad der Dissoziation, das heißt, die Dissoziation nimmt unter Abnahme der Konzentration zu. (WCh, S. 82)

Die in der wäßrigen Lösung einer verdünnten Säure vorliegenden beweglichen Wasserstoff-Ionen wirken bei chemischen Reaktionen mit unedlen Metallen als Oxydationsmittel und bewirken, daß die Atome des Metalls ionisiert werden. ① ②

Bei der Reaktion von Säuren mit Metallen entstehen Salzlösungen.

Zink reagiert mit Salzsäure unter Bildung von Zinkchlorid und Wasserstoff (Abb. 23).



Oxydation

Reduktion

Folgereaktion



Redoxreaktion

Edle Metalle, wie zum Beispiel Gold und Silber, reagieren nicht mit verdünnten Säuren. Sie sind schwer oxydierbar.

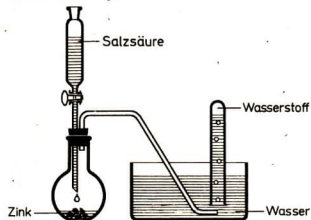


Abb. 23
Experimentieranordnung
zur Darstellung von Wasserstoff
aus Salzsäure und Zink

- ① Vervollständigen Sie nachfolgende Wortgleichung: Metall + Säure → ... + ...!
- ② Welcher Stoffklasse gehören die zu erwartenden Reaktionsprodukte an?

Prüfen Sie die Reaktionen von Magnesium, Aluminium, Zink, Eisen und Kupfer mit verdünnter Salzsäure! Stellen Sie die Reaktionsdauer bestimmter Massen dieser Metalle fest!

Geräte: 5 Reagenzgläser (16 mm × 160 mm), 5 konische Kolben (100 cm³), Reagenzglashalter, Trichter, Rundfilter, Lupe, 5 Objektträger, Spatel, Pipette, Bunsenbrenner, Uhr, Stativmaterial, Mikroskop

Chemikalien: Magnesium (pulv.), Aluminium (pulv.), Zink (pulv.), Eisen (pulv.), Kupfer (pulv.), verdünnte Salzsäure

Durchführung

1. Geben Sie eine Spatelspitze des jeweiligen Metallpulvers in 2 ... 3 ml verdünnte Salzsäure!
2. Erwärmen Sie die Reagenzgläser vorsichtig!
3. Filtrieren Sie die Lösungen nach Beendigung der Reaktion!
4. Dampfen Sie auf je einem Objektträger wenige Tropfen des Filtrates ein!
5. Betrachten Sie die Rückstände mit der Lupe beziehungsweise unter dem Mikroskop!

Auswertung

1. Metall	Lösungsdauer (min)	Beobachtung

2. Entwickeln Sie die jeweiligen chemischen Gleichungen in Elektronenschreibweise, und kennzeichnen Sie die Elektronenübergänge!
3. Weshalb reagiert Kupfer nicht mit verdünnter Salzsäure?

Prüfen Sie die Reaktion von Kupfer mit konzentrierter Schwefelsäure und konzentrierter Salpetersäure!

Geräte: 2 Reagenzgläser (16 mm × 160 mm), Brenner

Chemikalien: Kupfer (Späne), konzentrierte Salpetersäure, konzentrierte Schwefelsäure

Durchführung

1. Vorsicht! Abzug benutzen oder für Ableitung von Gasen ins Freie sorgen! Schutzbrille tragen!
2. Geben Sie in jedes Reagenzglas einige Kupferspäne!
3. Übergießen Sie die Kupferspäne mit 2 ... 3 ml konzentrierter Salpeter- beziehungsweise 2 ... 3 ml konzentrierter Schwefelsäure!
4. Erwärmen Sie das Reagenzglas mit der konzentrierten Schwefelsäure!

Auswertung

Warme (heiße) konzentrierte Schwefelsäure wirkt oxydierend auf Kupfer.



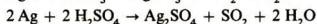
Konzentrierte Salpetersäure oxydiert Kupfer unter heftigen Reaktionserscheinungen.



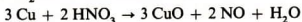
Konzentrierte Salpetersäure und konzentrierte Schwefelsäure sind starke Oxydationsmittel.

Bei beiden Reaktionen bildet sich kein Wasserstoff.

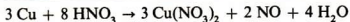
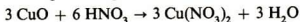
Silber reagiert mit konzentrierter Salpetersäure beziehungsweise konzentrierter Schwefelsäure ebenso.



Bei geringerer Konzentration der Salpetersäure entwickelt sich an Stelle von Stickstoffdioxid NO_2 Stickstoffmonoxid NO .



Stickstoffmonoxid entweicht und Kupfer(II)-oxid reagiert mit weiterer Salpetersäure unter Bildung von Kupfer(II)-nitrat.

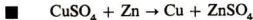


- **Verdünnte Säuren vermögen unedle Metalle zu lösen. Halbedle und edle Metalle (Kupfer, Silber, Gold, Platin) lösen sich nur in starken beziehungsweise sehr starken Oxydationsmitteln.**

In vielen Betrieben entstehen durch die Reaktion von Säuren mit Metallen Salze beziehungsweise wird mit Salzen gearbeitet. Zum Teil gelangen diese Salze in gelöster Form in die Abwässer und belasten nicht nur die Umwelt, sondern es gehen so auch wertvolle Metalle verloren.

Durch geeignete Verfahren lassen sich die Metalle aus den Abwässern zurückgewinnen. Eine Methode wäre zum Beispiel die Rückgewinnung durch Zementation (↗ S. 86). Ein edleres Metall (z. B. Kupfer) kann aus einer Lösung durch ein unedleres Metall (z. B. Eisen) ausgefällt werden, das nun an Stelle des edleren Metalls in Lösung geht.

Im Labor ist Kupfer(II)-sulfatlösung Ausgangsstoff zur Herstellung von Kupfer-Pulver. Zink- oder Eisenpulver dienen als Reduktionsmittel (↗ S. 34).



39



Stellen Sie Lösungen her, die Eisen-, Kupfer-, Sulfat- und Chlorid-Ionen enthalten, und prüfen Sie experimentelle Methoden der Rückgewinnung von Eisen und Kupfer aus diesen Lösungen!

3.3.6. Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren

Metalloxide reagieren ebenfalls mit Säuren.

40



Untersuchen Sie das Reaktionsvermögen verschiedener Metalloxide mit verschiedenen verdünnten anorganischen Säuren!

Geräte: 3 Reagenzgläser (16 mm × 160 mm), 3 konische Kolben (100 cm³), Reagenzglashalter, Trichter, Rundfilter, Lupe, 3 Objektträger, Brenner, Stativmaterial

Chemikalien: Kupfer(II)-oxid, Magnesiumoxid, Blei(II)-oxid, verdünnte Schwefelsäure, verdünnte Salpetersäure, verdünnte Salzsäure

Durchführung

1. Versetzen Sie eine Spatelspitze des Metalloxidpulvers mit jeweils 3 ml der angegebenen Säuren!
2. Erwärmen Sie die Reagenzgläser vorsichtig!
3. Filtrieren Sie die Lösungen nach Beendigung der Reaktion!
4. Dampfen Sie auf je einem Objektträger einen Tropfen des Filtrats ein!
5. Betrachten Sie die Rückstände mit der Lupe!

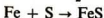
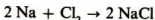
Auswertung

Metalloxide reagieren mit Säuren unter Bildung von Salzlösungen, in denen sich Metall- und Säurerest-Ionen befinden. Die Wasserstoff-Ionen der Säure reagieren mit den Sauerstoff-Ionen des Metalloxids zu Wasser (Neutralisationsreaktion). Durch Entzug des Wassers erfolgt beim Eindampfen der Lösungen die Ionenkristallbildung der festen Salze.

1. Entwickeln Sie für die durchgeführten Reaktionen die chemischen Gleichungen in Ionschreibweise!
2. Ermitteln Sie, ob Redoxreaktionen ablaufen!
3. Erläutern Sie den Kristallisationsvorgang der Salze aus ihren Lösungen! (↗ LB 8, S. 25)

3.3.7. Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen

Bei der chemischen Reaktion zwischen Metallen und Nichtmetallen können ebenfalls Salze entstehen.



41
▼

Prüfen Sie, ob Schwefel mit Metallen reagiert!

Geräte: 3 Reagenzgläser (16 mm × 160 mm), Bunsenbrenner

Chemikalien: Eisen-, Zink- oder Kupferblech, Schwefel

Durchführung

Die Reagenzgläser mit den jeweiligen Metall-Schwefel-Gemischen werden über dem Brenner erhitzt!

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Wie werden die entstandenen Reaktionsprodukte bezeichnet?
3. Entwickeln Sie für die abgelaufenen Reaktionen die chemischen Gleichungen!

42
▼

Prüfen Sie, ob Eisen mit Schwefel reagiert! ①

Geräte: Brenner, Stricknadel, feuerfeste Unterlage, Wasser

Chemikalien: Eisen- und Schwefelpulver

Durchführung

1. Mischen Sie Eisen- und Schwefelpulver im stöchiometrischen Massenverhältnis (7 g:4 g) auf einer feuerfesten Unterlage!
2. Tauchen Sie eine glühende Stricknadel an einem Ende in das Gemisch!
3. Entfernen Sie die Stricknadel nach dem Einsetzen der Reaktion wieder.

Auswertung

Das an einer Stelle beginnende Glühen des Gemisches setzt sich nach dem Entfernen der Stricknadel durch das gesamte Gemisch fort.

1. Begründen Sie, weshalb erst mit dem Erhitzen des Pulvergemisches die chemische Reaktion einsetzte!
2. Welche Bedeutung hat die Durchmischung der Ausgangsstoffe für den energetischen Ablauf einer chemischen Reaktion? ② ③

Aufgaben

Aufgrund der metallischen Eigenschaften sind bestimmte Bearbeitungsverfahren für einzelne Metalle, aber auch Möglichkeiten des Austausches der Metalle durch andere Stoffe ableitbar.

1. Welche Bearbeitungsverfahren sind auf Grund der auf Seite 61 genannten Eigenschaften der Metalle bei diesen Stoffen anwendbar und günstig?

- Nennen Sie Erzeugnisse aus Metallen, bei denen eine große Anzahl von Eigenschaften dieser Stoffe ausgenutzt werden!
- Tragen Sie (in Ihrem Heft) die unter 2. ermittelten Erzeugnisse in die Seitenspalten der Tabelle 23 ein, in deren Kopfzeile die Eigenschaften der Metalle stehen!

Tabelle 23

Eigenschaften Beispiele	gute Wärme- leitfähig- keit	gute elek- trische Leitfähig- keit	große me- chanische Festigkeit	hohe Plastizität und Ver- formbar- keit	Glanz Undurch- sichtigkeit	hohe Schmelz- tempe- ratur
Kabel						
Brückenteile						
Dachrinnen						

Kreuzen Sie in den Feldern die in den Erzeugnissen genutzten Eigenschaften der Metalle an!

Geben Sie an, in welchen Fällen ein Austausch der Metalle durch andere Stoffe möglich und sinnvoll ist!

- Betrachten Sie die nach Aufgabe 3. angefertigte Tabelle, und geben Sie an, in welchen Fällen auf Grund der geforderten Eigenschaften des Erzeugnisses ein Austausch der Metalle durch andere Stoffe möglich und sinnvoll ist!

Bei der Herstellung und Verarbeitung von Metallen kann ein Teil von ihnen in Ionenform mit dem Abwasser ungenutzt abgeführt werden und in das Nutzwasser gelangen. Bei kleineren Galvanisierungsarbeiten wird die Rückgewinnung der Badrückstände beziehungsweise ihre Beseitigung manchmal noch für unwirtschaftlich gehalten. Kommen größere Mengen Metall- oder auch Nichtmetall-Ionen in das Grundwasser, können Umweltschäden entstehen.

- Nennen Sie mögliche Umweltschäden!
- Überlegen Sie, wie man mit geringem Aufwand auch kleine Massen an Eisen und Kupfer aus wässrigen Lösungen durch chemische Reaktionen zurückgewinnen kann (↗ Experiment 39, Seite 71)!
- Welche Stoffe sind für die Rückgewinnung der Metalle aus wässrigen Lösungen einsetzbar?
- Erarbeiten Sie ein Modell eines einfachen technischen Verfahrens zur Rückgewinnung von Kupfer aus Abwasser! Entwickeln und erproben Sie dieses Verfahren in einem Modellexperiment!
- Erkunden Sie, wie Betriebe ihrer Umgebung das Problem der Rückgewinnung von metallischen Rückständen aus Abwässern lösen!

-
- ① Ermitteln Sie den Reaktionstyp der chemischen Reaktion!
 - ② Reagiert Magnesium mit Kohlendioxid bzw. Kohlenmonoxid?
 - ③ Kann eine Reaktion von Magnesium mit Kohlendioxid beziehungsweise Kohlenmonoxid experimentell nachgewiesen werden?

Monozellen und Akkumulatoren liefern elektrischen Strom. Sie werden zum Beispiel in Taschenlampen und Kraftfahrzeugen eingesetzt. Zum Verständnis der Vorgänge der Stoff- und Energieumwandlungen in diesen Spannungsquellen sind Kenntnisse über elektrochemische Reaktionen notwendig. Diese Kenntnisse werden auch bei der Herstellung von Metallen aus Erzen (↗ S. 86f.), bei der Raffination von Metallen (↗ S. 95) und bei der Verhinderung der elektrochemischen Korrosion (↗ S. 103) an Metallen benötigt.

4.1. Aufgaben der Elektrochemie

Die Elektrochemie ist ein spezielles Arbeitsgebiet der Naturwissenschaft Chemie. Die theoretischen Grundlagen der Elektrochemie und deren praktische Anwendung in Produktion und Technik werden in der Teildisziplin „Physikalische Chemie“ untersucht. ①

Mit vielen anderen Wissenschaftszweigen ist die Elektrochemie eng verknüpft. Erkenntnisse auf dem Gebiet der Elektrochemie sind für die Forschung zum Beispiel in der anorganischen Chemie, in der organischen Chemie oder in der Metallurgie (↗ S. 10) und für die Anwendung der Forschungsergebnisse in der Produktion eine wichtige Voraussetzung. ② ③

Dazu gehören zum Beispiel:

— Die **Elektrometallurgie** zur Herstellung oder Raffination von Metallen aus Erzen oder Zwischenprodukten. Hierbei wird der elektrische Strom entweder zur Beheizung von Elektroöfen (Elektrothermie) oder für die Durchführung von Elektrolysen (↗ S. 91) eingesetzt.

— Die **Galvanotechnik**, mit deren Hilfe durch elektrolytische Vorgänge eine Oberflächenbehandlung von Metallen erfolgt (↗ S. 108).

— Die Untersuchungen von Vorgängen in **galvanischen Elementen** (↗ S. 82), bei denen spontan ablaufende chemische Reaktionen zur Stromerzeugung genutzt werden.

— Die **Elektroanalyse** als Verfahren der analytischen Chemie zur Untersuchung der Zusammensetzung von Stoffen.

— Die Untersuchungen zur elektrochemischen **Korrosion** (↗ S. 114) und zum **Korrosionsschutz** (↗ S. 106).

Die elektrochemischen Vorgänge können in zwei Gruppen unterteilt werden. Die Umwandlung von elektrischer Energie in chemische erfolgt in **Elektrolysezellen**. Die Umwandlung von chemischer Energie in elektrische findet in **galvanischen Elementen** statt.

► Die Elektrochemie ist ein Spezialgebiet der physikalischen Chemie. Die Forschung auf diesem Gebiet befaßt sich mit Fragen der Umwandlung von chemischer in elektrische Energie sowie von elektrischer in chemische Energie.

Von den Anfängen wissenschaftlicher Untersuchungen elektrochemischer Reaktionen im Jahre 1791 bis zur Gegenwart hat sich die Elektrochemie zu einem modernen Wissenschaftszweig entwickelt, dessen Forschungsergebnisse wesentlich zur Entwicklung bedeutender chemisch-technischer Verfahren beitragen. Die gewonnenen Erkenntnisse über die Ursachen der elektro-

chemischen Korrosion haben zum Beispiel zu wirksamen Maßnahmen des Korrosionsschutzes geführt.

4.2. Elektrische Leitfähigkeit der Metalle und der Elektrolyte — elektrochemische Spannungsreihe

4.2.1. Elektrische Leitfähigkeit von Metallen

Viele Stoffe leiten den elektrischen Strom, einige jedoch nur sehr schlecht oder gar nicht.

④ ⑤ ⑥ ⑦

43
▼ Prüfen Sie folgende Stoffe auf ihre elektrische Leitfähigkeit: Aluminium, Papier, Wolle, Zink, Kupfer, Plaste, Eisen, Holz und Blei!
Entwickeln Sie eine Experimentieranordnung für diese Untersuchung! Lassen Sie diese Experimentieranordnung vom Kursleiter überprüfen!

Auswertung

1. Ordnen Sie die Stoffe nach elektrischen Leitern und elektrischen Nichtleitern!
Fertigen Sie dazu eine Tabelle an!
2. Welche Ladungsträger bewirken das Fließen des elektrischen Stromes?

▶ Metalle leiten den elektrischen Strom.

Wird ein Metall als Leitermaterial verwendet, dann sind die Ladungsträger des elektrischen Stroms Elektronen. Es liegt eine metallische oder Elektronenleitung vor. Im metallischen Leiter vorhandene freie Elektronen bewegen sich durch das Anlegen einer elektrischen Spannung in eine Richtung und bewirken somit den elektrischen Strom (Abb. 24). Die einzelnen metallischen

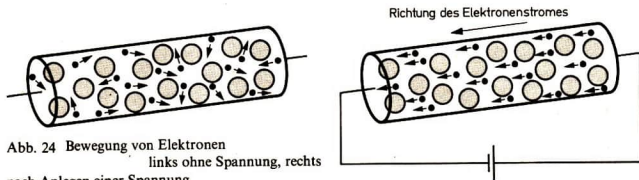


Abb. 24 Bewegung von Elektronen
links ohne Spannung, rechts
nach Anlegen einer Spannung

- ① Entwickeln Sie mit Hilfe des Buches „Brockhaus ABC Chemie“ eine Übersicht der einzelnen Teildisziplinen der Chemie und ihrer speziellen Arbeitsgebiete!
Stellen Sie die Teildisziplinen der Chemie in einer Tabelle dar!
- ② Versuchen Sie anhand der Tabelle nach Aufgabe ① mit Hilfe von Nachschlagewerken der Chemie, Querverbindungen zwischen den einzelnen Teildisziplinen der Wissenschaft Chemie herauszufinden und zu begründen!
- ③ Nennen Sie chemisch-technische Verfahren, bei denen elektrochemische Vorgänge eine wichtige Rolle spielen (s. S. 94)!
- ④ Informieren Sie sich in Lehrbüchern für Physik über den Bau und die Wirkungsweise von Halbleitern!
- ⑤ Nennen Sie Stoffe, die den elektrischen Strom leiten!
- ⑥ Ordnen sie unterschiedliche elektrische Leiter entsprechenden Stoffklassen zu!
Fertigen Sie dazu eine Tabelle an!
- ⑦ Entwickeln Sie eine Schaltskizze für einen elektrischen Stromkreis, und bauen Sie nach dieser Skizze eine Versuchsanordnung zur Leitfähigkeitsprüfung auf!

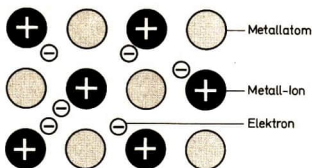


Abb. 25
Modell der Metallbindung

Leiter unterscheiden sich lediglich durch ihren elektrischen Widerstand, der von der Anzahl und der Beweglichkeit der freien Elektronen bei den verschiedenen Metallen abhängt. Anzahl und Beweglichkeit der freien Elektronen hängen vom Aufbau der Metallkristalle ab (Abb. 25).

► **In Metallen erfolgt die Leitung des elektrischen Stroms durch Elektronen, ohne daß eine stoffliche Veränderung des Leiters auftritt.**

Die Metalle werden als Leiter I. Ordnung bezeichnet. ① ② ③

4.2.2. Elektrische Leitfähigkeit von Elektrolyten

Neben den metallischen Leitern gibt es elektrische Leiter, in denen die Leitung des elektrischen Stroms durch Ionen erfolgt. Diese Leiter nennt man Elektrolyte oder Leiter II. Ordnung. **Elektrolyte** sind Stoffe, die in Lösungen oder als Schmelzen den elektrischen Strom leiten. Sie werden deshalb als Elektrolytlösungen oder als Elektrolytschmelzen bezeichnet. Zu den Elektrolyten gehören Säuren, Basen und Salze.

44
▼

Prüfen Sie die elektrische Leitfähigkeit von verdünnter Schwefelsäure, verdünnter Salzsäure, verdünnter Äthansäure und von destilliertem Wasser!

Entwickeln Sie eine Experimentieranordnung zur Leitfähigkeitsuntersuchung von Basen, Säuren und Salzen, der das Schaltschema nach Abbildung 26 zugrunde liegt!

Geräte: Stromversorgungsgerät, Leitfähigkeitsprüfer (S. 78), Glühlampe ($U = 6 \text{ V}$, $I = 0,7 \text{ A}$), 3 Uhrglasschalen ($d = 45 \text{ mm}$)

Chemikalien: verdünnte Schwefelsäure, verdünnte Salzsäure, verdünnte Äthansäure, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Geben Sie auf je eine Uhrglasschale 25 Tropfen verdünnte Schwefelsäure, verdünnte Salzsäure und verdünnte Äthansäure (Abb. 26)!
2. Tauchen Sie die Prüfelektroden in die jeweilige Lösung!
3. Arbeiten Sie mit einer Wechselspannung von $U_w = 4 \dots 6 \text{ V}$!
4. Spülen Sie nach Beendigung jeder Prüfung die Elektroden mit destilliertem Wasser ab!

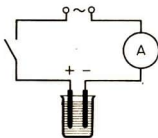


Abb. 26 Schaltskizze für Leitfähigkeitsprüfungen von Säure-, Base- und Salzlösungen

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Welche Ladungsträger bewirken das Fließen des elektrischen Stroms?

45

▼ *Untersuchen Sie die elektrische Leitfähigkeit von verdünnter Natriumhydroxidlösung, verdünnter Kalziumhydroxidlösung und Ammoniaklösung.*

Geräte: (↗ Experiment 44, Seite 76)

Chemikalien: verdünnte Natriumhydroxidlösung, verdünnte Kalziumhydroxidlösung, Ammoniaklösung, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Geben Sie auf je eine Uhrglasschale 15 Tropfen verdünnte Natriumhydroxidlösung, verdünnte Kalziumhydroxidlösung und Ammoniaklösung!
2. Arbeiten Sie weiter nach Arbeitsschritt 2. der Durchführung von Experiment 44.

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Geben Sie an, welche Ladungsträger bei den untersuchten Stoffen das Fließen des elektrischen Stroms ermöglichen!

46

▼ *Prüfen Sie nach Experiment 45 verdünnte Natriumchloridlösung, verdünnte Kaliumchloridlösung und verdünnte Natriumsulfatlösung auf elektrische Leitfähigkeit!*

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Geben Sie an, welche Ladungsträger bei den untersuchten Stoffen das Fließen des elektrischen Stroms ermöglichen!

47

▼ *Untersuchen Sie die elektrische Leitfähigkeit von festem und geschmolzenem Blei(II)-nitrat!*

Geräte: Stromversorgungsgerät, Strommeßgerät (Meßbereich $I_w = 1$ A), Leitfähigkeitsprüfer (↗ S. 78), Glühschiffchen ($l = 35$ mm), Dreifuß, Tondreieck

Chemikalien: Blei(II)-nitrat

Vorüberlegung

Überlegen Sie unter Einbeziehung der Experimente 44, Seite 76, 45 und 46, wie Sie die Leitfähigkeitsprüfung der Blei(II)-nitratschmelze durchführen können.

Durchführung

Steht Ihnen kein Leitfähigkeitsprüfer zur Verfügung, dann können Sie diesen nach Arbeitsschritt 1. und 2. herstellen. Vorsicht! Schutzbrille tragen!

1. Sprengen Sie von einer defekten Glühlampe den Glaskolben ab!
2. Schrauben Sie den verbleibenden Glasstempel in eine Lampenfassung ein!
3. Bauen Sie die Experimentieranordnung (Abb. 27, S. 78) unter Berücksichtigung der in der Abbildung angegebenen Schaltskizze auf!

-
- ① Beschreiben Sie die Art der chemischen Bindung, die sich zwischen den Teilchen eines Metalls ausbildet!
 - ② Welche Arten von Kristallen kennen Sie? Geben Sie das charakteristische Merkmal dieser Kristalle an!
 - ③ Erklären Sie die Metallbindung im Metallkristall mit Hilfe des Modells der Metallbindung (↗ ChiÜb, S. 29)!

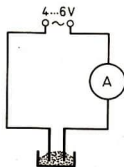
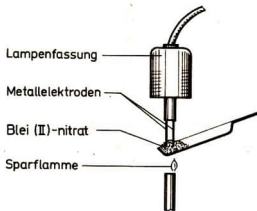


Abb. 27
Experimentier-
anordnung zur Leit-
fähigkeitsprüfung
von Schmelzen (links)
Schaltskizze
zur Leitfähigkeits-
prüfung von
Schmelzen (rechts)

- Spannen Sie die Lampenfassung vorsichtig so in ein Stativ ein, daß die Metallelektroden senkrecht nach unten zeigen!
- Geben Sie in das Glühschiffchen 2 Spatelspitzen Blei(II)-nitrat!
- Stellen Sie das Glühschiffchen auf das auf dem Dreifuß liegende Tondreieck!
- Tauchen Sie die Metallelektroden in das Blei(II)-nitrat, und legen Sie eine Wechselfspannung von $U_w = 4 \dots 6 \text{ V}$ an!
- Erhitzen Sie mit der Sparflamme des Brenners das Glühschiffchen bis zum Schmelzen des Blei(II)-nitrats!
- Entfernen Sie die Prüfelektroden aus der Schmelze, und lassen Sie die Schmelze abkühlen!

Auswertung

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
- Geben Sie an, welche Ladungsträger bei dem untersuchten Stoff das Fließen des elektrischen Stroms ermöglichen.

► In Lösungen von Säuren, Basen und Salzen sowie in Salzschnmelzen erfolgt der Transport der elektrischen Ladungen durch Ionen.

Die Bewegung der Ionen bei Elektrolyten kann im Experiment veranschaulicht werden.

48
▼

Untersuchen Sie die Wanderung von Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen im elektrischen Feld!

Geräte: Stromversorgungsgerät, Objektträger, Pinzette

Chemikalien: Unitestpapier, Oxalsäure, Bariumhydroxid, 1 M Natriumchloridlösung¹

Durchführung

- Legen Sie auf einen Objektträger parallel zueinander zwei mit Natriumchloridlösung angefeuchtete Streifen Unitestpapier!
- Verbinden Sie die Enden der beiden Uniteststreifen mit einer Gleichspannungsquelle von $U_G = 20 \text{ V}$!
- Geben Sie auf die Mitte des einen Streifens Unitestpapier einen Kristall Oxalsäure (Vorsicht, Gift 2!), auf den anderen einen Kristall Bariumhydroxid (Vorsicht, Gift 2!)!

Auswertung

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
- Entwickeln Sie die Dissoziationsgleichungen für Bariumhydroxid $\text{Ba}(\text{OH})_2$ und für Oxalsäure $(\text{COOH})_2$!
- Begründen Sie die Färbung des Unitestpapiers durch Bariumhydroxid und Oxalsäure!
- Wodurch kommt es zur Wanderung der Ionen?

¹ 1 M Natriumchloridlösung ist die Stoffmengenkonzentrationsangabe. Es bedeutet, daß in 1 l Natriumchloridlösung die Stoffmenge von 1 mol Natriumchlorid enthalten ist.

Die Elektrolyte werden in starke und schwache Elektrolyte unterschieden. Bei gleicher Konzentration der Lösungen leitet Äthansäure den elektrischen Strom schlechter als zum Beispiel Salzsäure oder Schwefelsäure. Das ist darauf zurückzuführen, daß die einzelnen Stoffe unterschiedlich dissoziiert vorliegen. Äthansäure liegt nur wenig dissoziiert vor und gehört deshalb zu den **schwachen Elektrolyten**. Es sind nur wenig Ionen vorhanden, die den elektrischen Strom transportieren.

Die **starken Elektrolyte**, wie Natriumhydroxid, Salzsäure und Natriumchlorid, liegen in wäßriger Lösung nahezu vollständig in Form von Ionen vor. Auf Grund der großen Anzahl von Ionen leiten diese Stoffe den elektrischen Strom sehr gut. Stoffe, die aus Ionenkristallen aufgebaut sind, wie zum Beispiel Natriumchlorid (↗ ChiÜb, S. 36) und andere Salze, gehören zu den **echten Elektrolyten**. Durch den Einfluß des Lösungsmittels, meist Wasser, werden die Ionenkristalle zerstört.

Die Wassermoleküle mit ihren positiven und negativen Ladungsschwerpunkten (Abb. 28) dringen zwischen die Ionen im Ionenkristall ein. Dadurch werden die Anziehungskräfte zwischen den unterschiedlich geladenen Ionen abgeschirmt beziehungsweise stark herabgesetzt. Der Ionenkristall löst sich auf. Die einzelnen Ionen des aufgelösten Ionenkristalls werden von einer Hülle aus Wassermolekülen umgeben.

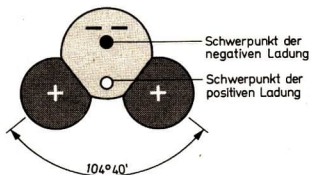
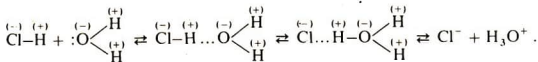


Abb. 28
Ladungsschwerpunkte beim Wassermolekül

Die Ionen werden hydratisiert. Die hydratisierten, frei beweglichen Ionen sind die Voraussetzung für die elektrische Leitfähigkeit von Salzlösungen.

Stoffe, die nicht aus Ionenkristallen aufgebaut sind und erst durch chemische Reaktion mit dem Lösungsmittel frei bewegliche Ionen bilden, gehören zu den **potentiellen Elektrolyten**. Ein solcher potentieller Elektrolyt ist zum Beispiel Chlorwasserstoff.

Leitet man Chlorwasserstoff in Wasser ein, so entsteht Salzsäure. Dabei wird die Bindung des Chlorwasserstoffmoleküls aufgespalten. Das freierwerdende positiv geladene Wasserstoff-Ion (Proton) lagert sich am freien Elektronenpaar des Wassers an.



So entstehen durch die chemische Reaktion negativ geladene Chlorid-Ionen Cl^{-} und positiv geladene Hydronium-Ionen H_3O^{+} , die als Ladungsträger für die Leitung des elektrischen Stroms zur Verfügung stehen. Für das Hydronium-Ion schreibt man in den meisten Fällen die verkürzte Form, das Wasserstoff-Ion H^{+} . ①

► Bei echten Elektrolyten liegen die Ionen bereits im Ionenkristall vor. Bei potentiellen Elektrolyten entstehen die Ionen erst durch eine chemische Reaktion mit dem Lösungsmittel.

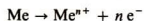
① Entwickeln Sie die Dissoziationsgleichung für die Dissoziation von Salzsäure in verkürzter Ionen-schreibweise!

4.2.3. Elektrodenpotential — elektrochemische Spannungsreihe

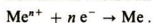
Durch elektrochemische Reaktionen können Stoffe hergestellt, Spannungsquellen betrieben und Korrosionsvorgänge verhindert werden. Für das Verständnis elektrochemischer Reaktionen sind unter anderem Kenntnisse über die Vorgänge, die beim Eintauchen eines Metalls in eine Elektrolytlösung (S. 76) auftreten, notwendig.

Taucht man einen Metallstab in eine Salzlösung dieses Metalls, so tritt eine Wechselwirkung zwischen dem Metall und der Elektrolytlösung auf.

Von der Oberfläche des Metallstabes gehen Metall-Ionen in die Lösung über.



Die freiwerdenden Elektronen bleiben im Metall zurück und verursachen hier einen Elektronenüberschuß. Das Metall wird somit elektrisch negativ. Durch den Übergang der elektrisch positiv geladenen Metall-Ionen (Kationen) in die Lösung wird die anfangs elektrisch neutrale Lösung elektrisch positiv. Ein Teil der in der Elektrolytlösung vorhandenen Metall-Kationen lagert sich an das Metall an:



Es handelt sich dabei um umkehrbare chemische Reaktionen, die zu einem Gleichgewicht führen. ①

Durch die Ladungstrennung an der Grenzfläche zwischen Metall und Elektrolytlösung entsteht eine elektrische Spannung, die als **Elektrodenpotential** bezeichnet wird.

- **Der Übertritt von Ladungsträgern an der Grenzfläche zwischen Metall und Elektrolytlösung bewirkt eine elektrische Spannung. Ein Maß für diese elektrische Spannung ist das Elektrodenpotential.** ②

Ein Metallstab, der in eine Elektrolytlösung eintaucht, wird elektrochemische Elektrode oder Metall/Metall-Ionen-Elektrode genannt. Symbolhaft wird eine solche Elektrode folgendermaßen dargestellt: Me/Me^{n+}

Das erste Symbol kennzeichnet das Metall, der Schrägstrich gibt die Grenze zwischen Metall und Elektrolytlösung, das zweite Symbol die Elektrolytlösung des entsprechenden Metalls an. ③

- **Metall/Metall-Ionen-Elektroden bestehen aus einem Metall und aus einer Elektrolytlösung.**

Die elektrische Spannung in einer Metall/Metall-Ionen-Elektrode kann nicht gemessen werden, da es nicht möglich ist, in der Elektrolytlösung einen Meßkontakt anzubringen. Die Spannungsdifferenz zwischen zwei Metallelektroden, von denen jede in eine entsprechende Elektrolytlösung eintaucht, zum Beispiel Zink in Zinksulfatlösung, Kupfer in Kupfer(II)-sulfatlösung, Silber in Silbernitratlösung, kann man jedoch messen. Dazu werden jeweils zwei Metall/Metall-Ionen-Elektroden kombiniert und die Spannung zwischen den Metallen gemessen

49

▼ *Messen Sie die elektrische Spannung zwischen einer Kupfer/Kupfer(II)-Ionen-Elektrode und einer*
a) *Zink/Zink-Ionen-Elektrode,*
b) *Aluminium/Aluminium-Ionen-Elektrode,*
c) *Magnesium/Magnesium-Ionen-Elektrode,*
sowie zwischen einer Magnesium/Magnesium-Ionen-Elektrode und einer Zink/Zink-Ionen-Elektrode!

Geräte: Strommeßgerät (Meßbereich $I_G = 100 \text{ mA}$), 2 Becher (100 cm^3), Glasrohr (U-Form, $h = 100 \text{ mm}$, $d = 8 \text{ mm}$), Watte oder Docht

Chemikalien: Kupferdraht ($l = 70 \text{ mm}$, $d = 1 \text{ mm}$), Zinkstab ($l = 70 \text{ mm}$, $d = 5 \text{ mm}$), Aluminiumdraht ($l = 70 \text{ mm}$, $d = 1 \text{ mm}$), Magnesium (Späne), 0,5 M Kupfer(II)-sulfatlösung, 0,5 M Zinksulfatlösung, 0,5 M Aluminiumsulfatlösung, 0,5 M Magnesiumsulfatlösung, 1 M Kaliumchloridlösung

Durchführung

1. Stellen Sie die Metall/Metall-Ionen-Elektrode her, indem Sie den Kupferdraht in die Kupfer(II)-sulfatlösung, den Zinkstab in die Zinksulfatlösung, den Aluminiumdraht in die Aluminiumsulfatlösung und den Magnesiumspan in die Magnesiumsulfatlösung eintauchen!
2. Verbinden Sie jeweils zwei Elektroden mit Hilfe eines elektrolytischen Stromschlüssels (Abb. 29)! An Stelle des U-Rohres mit Kaliumchloridlösung kann auch ein mit dieser Lösung getränkter Docht verwendet werden!
3. Schließen Sie an die Metallelektroden das Strommeßgerät an!

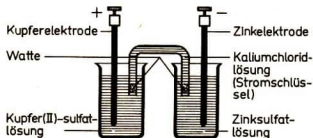


Abb. 29
Experimentieranordnung
zur Messung des Elektrodenpotentials
einer Zink/Zink-Ionen-Elektrode

Auswertung

1. Notieren Sie die gemessenen Spannungen!
2. Begründen Sie die elektrische Spannung zwischen den verschiedenen Metall/Metall-Ionen-Elektroden mit Hilfe der Kenntnisse über das Elektrodenpotential!

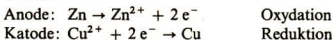
Die im Experiment 49 ablaufenden elektrochemischen Vorgänge sollen am Beispiel des Elektrodenpaares Zink/Kupfer betrachtet werden.

Aus dem Elektrodenmetall Zink bilden sich Zink-Ionen. Die freiwerdenden Elektronen fließen über einen äußeren metallischen Leiter zur Kupferelektrode. An der Kupferelektrode werden diese „überschüssigen“ Elektronen an Kupfer-Ionen aus der Kupfer(II)-sulfatlösung abgegeben. Aus den Kupfer-Ionen werden Kupferatome.

Zinkatome geben Elektronen ab und werden zu Zink-Ionen. Diese chemische Reaktion ist eine Oxydation. Sie läuft am negativen Pol, der Anode, ab.

Kupfer-Ionen nehmen Elektronen auf und werden zu Kupferatomen. Diese chemische Reaktion ist eine Reduktion. Sie läuft am positiven Pol, der Katode, ab.

Die chemischen Reaktionen können durch folgende chemische Gleichungen ausgedrückt werden:



Gesamtreaktion:



Die Spannungsdifferenz zwischen den Metall/Metall-Ionen-Elektroden ist die **Potentialdifferenz**.

- ① Entwickeln Sie die chemische Gleichung für die Gleichgewichtsreaktion, die eintritt, wenn eine Aluminiumelektrode in eine Aluminiumsulfatlösung eintaucht!
- ② Informieren Sie sich in dem Buch „Brockhaus ABC Chemie“ darüber, was eine elektrochemische Doppelschicht ist!
- ③ Geben Sie das Symbol für eine elektrochemische Elektrode an, die aus a) einem Kupferstab und einer Kupfer(II)-sulfatlösung, b) einem Silberstab und einer Silbernitratlösung, c) einem Eisenstab und einer Eisen(III)-chloridlösung und d) einem Zinkstab und einer Zinksulfatlösung besteht!

► **Elektrodenpotentiale lassen sich als Potentialdifferenzen zwischen den Metallen von zwei miteinander kombinierten Metall/Metall-Ionen-Elektroden messen.**

Die Kombination von zwei Metall/Metall-Ionen-Elektroden nennt man nach ihrem Entdecker **Galvani galvanisches Element** oder galvanische Zelle.

Kombinationen von Metall/Metall-Ionen-Elektroden weisen unter gleichen Bedingungen, also gleicher Konzentration und gleicher Temperatur der Elektrolytlösung, einen charakteristischen Wert für die Potentialdifferenz auf.

Die Elektrodenpotentiale nehmen bei unterschiedlichen Konzentrationen und bei veränderter Temperatur andere Werte an.

50

▼ *Ermitteln Sie den Einfluß der Konzentration auf das Elektrodenpotential einer Kupfer|Kupfer(II)-Ionen-Elektrode!* [LB 12, S. 111]

Geräte: Galvanometer, 2 Becher (100 cm³), elektrolytischer Stromschlüssel (↗ Experiment 49, S. 80, und Abb. 29, S. 81)

Chemikalien: 2 Kupferdrähte ($l = 70 \text{ mm}$, $d = 1 \text{ mm}$), 0,5 M Kupfer(II)-sulfatlösung, 0,05 M Kupfer(II)-sulfatlösung, 1 M Kaliumchloridlösung

Durchführung

1. Füllen Sie einen Becher zu drei Vierteln mit 0,5 M Kupfer(II)-sulfatlösung, geben Sie in den anderen Becher zu drei Vierteln 0,05 M Kupfer(II)-sulfatlösung!
2. Verbinden Sie beide Elektrolytlösungen über einen elektrolytischen Stromschlüssel (↗ Abb. 29, S. 81) miteinander!
3. Tauchen Sie je eine Elektrode gleich tief in die Elektrolytlösungen ein!
4. Verbinden Sie die Metall-Elektroden über ein Galvanometer miteinander!

Auswertung

Welche Abhängigkeit der gemessenen Spannung von der Konzentration der Elektrolytlösungen konnten Sie ermitteln?

51

▼ *Ermitteln Sie den Einfluß der Temperatur auf das Elektrodenpotential einer Kupfer|Kupfer(II)-Ionen-Elektrode!* [LB 12, S. 111]

Geräte: 2 Reagenzgläser mit seitlichem Ansatz, Galvanometer, Brenner, Gummiverbindungsstück (30 mm)

Chemikalien: 2 Kupferdrähte ($l = 100 \text{ mm}$, $d = 1 \text{ mm}$), 0,5 M Kupfer(II)-sulfatlösung

Durchführung a)

1. Verbinden Sie die Reagenzgläser miteinander (Abb. 30)!
2. Füllen Sie die Reagenzgläser bis etwa 1 cm unter den Rand mit 0,5 M Kupfer(II)-sulfatlösung!
3. Tauchen Sie die Kupferelektroden gleich tief ein, und verbinden Sie diese über ein Galvanometer miteinander!
4. Notieren Sie die gemessene Spannung!

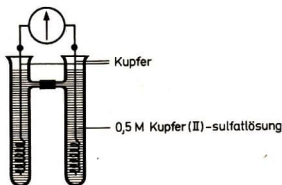


Abb. 30

Durchführung b)

1. Erwärmen Sie die Elektrolytlösung aus Arbeitsschritt 3. der Durchführung a) mit der Sparflamme des Brenners in einem der Reagenzgläser vorsichtig etwa 1 min lang! Notieren Sie die gemessene Spannung!

Auswertung

1. Vergleichen Sie die gemessenen Spannungen nach Durchführung a) und b)!
2. Welchen Einfluß hat die Temperatur der Elektrolytlösungen auf die Elektrodenpotentialbildung?

Da es möglich ist, Spannungsdifferenzen zwischen Metall/Metall-Ionen-Elektroden zu messen, wurde auf Vorschlag des deutschen Chemikers *Walter Nernst* eine Bezugslektrode, die Wasserstoff/Wasserstoff-Ionen-Elektrode (Abb. 31), die als **Standard-Wasserstoffelektrode** bezeichnet

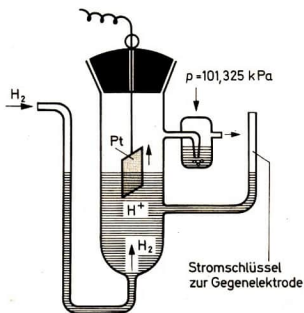
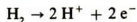


Abb. 31
Standard-Wasserstoffelektrode

wird, eingeführt. Da die Bedingungen, unter denen eine Metall/Metall-Ionen-Elektrode arbeitet, Einfluß auf das Elektrodenpotential haben, wurde für diese Bezugslektrode die Konzentration der Ionen, der Wasserstoffdruck und die Temperatur genau festgelegt. Die Wasserstoff/Wasserstoff-Ionen-Elektrode arbeitet bei einem Druck von $p = 101 \text{ kPa}$ (760 Torr) und einer Temperatur von $T = 298 \text{ K}$ (25°C). Das Elektrodenpotential der Standard-Wasserstoffelektrode wurde mit $U = 0,000 \text{ V}$ festgelegt. Für die Standard-Wasserstoffelektrode wird folgendes Symbol verwendet: $\text{H}_2(\text{Pt})/2 \text{ H}^+$. $\text{H}_2(\text{Pt})$ bedeutet, daß Wasserstoff das Elektrodenmaterial ist. Die zur Bildung des Elektrodenpotentials der Standard-Wasserstoffelektrode führende chemische Reaktion lautet:



- Mit Hilfe der Standard-Wasserstoffelektrode können Elektrodenpotentiale von elektrochemischen Elektroden gemessen werden. Das Elektrodenpotential der Standard-Wasserstoffelektrode ist mit $0,000 \text{ V}$ festgelegt.

Kombiniert man eine Standard-Wasserstoffelektrode mit einer beliebigen Metall/Metall-Ionen-Elektrode und führt eine Vergleichsmessung bei genau festgelegten Bedingungen — Konzentration der Ionen, Wasserstoffdruck und Temperatur der Elektrolytlösung — durch, so erhält man das **Standardelektrodenpotential** dieser Metall/Metall-Ionen-Elektrode (↗ Tab. 24).

Tabelle 24 Standardelektrodenpotentiale von Metall/Metall-Ionen-Elektroden

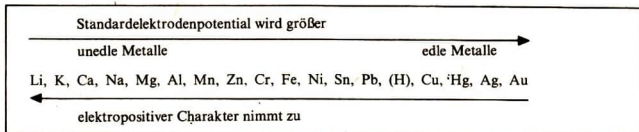
Metall/Metall-Ionen-Elektrode	Standardelektrodenpotential E^\ominus in V	Metall/Metall-Ionen-Elektrode	Standardelektrodenpotential E^\ominus in V
Li/Li ⁺	-3,01	Sn/Sn ²⁺	-0,14
K/K ⁺	-2,92	Pb/Pb ²⁺	-0,12
Na/Na ⁺	-2,71	H ₂ /2 H ⁺	±0,000
Mg/Mg ²⁺	-2,38	Cu/Cu ²⁺	+0,34
Al/Al ³⁺	-1,66	Hg/Hg ²⁺	+0,80
Zn/Zn ²⁺	-0,76	Ag/Ag ⁺	+0,85
Fe/Fe ²⁺	-0,44	Au/Au ³⁺	+1,42

- **Das Standardelektrodenpotential einer Metall/Metall-Ionen-Elektrode ist die Spannung zwischen der Standardelektrode des Metalls und der Standard-Wasserstoffelektrode. Die Messung erfolgt unter genau festgelegten Bedingungen. ①**

Für Vergleichsmessungen können außer der Standard-Wasserstoffelektrode andere Bezugselektroden mit genau bestimmtem Elektrodenpotential verwendet werden.

Werden die Metall/Metall-Ionen-Elektroden der Tabelle 24, beginnend von links beziehungsweise von oben, nach steigendem Standardelektrodenpotential geordnet, erhält man die **elektrochemische Spannungsreihe** der Metalle (↗ Tab. 25).

Tabelle 25 Elektrochemische Spannungsreihe der Metalle



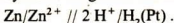
Beim Vergleich der gemessenen Größen des Standardelektrodenpotentials mit der Eigenschaft des betreffenden Metalls, sich mit Sauerstoff zu verbinden, erkennt man, daß die Metalle, die sehr leicht eine Verbindung mit Sauerstoff eingehen, ein kleines Standardelektrodenpotential besitzen. Sie stehen demzufolge in der Spannungsreihe weit links (↗ Tab. 25). Diese Metalle werden auch als unedle Metalle bezeichnet. Die Metalle, die ein positives Standardelektrodenpotential besitzen und demzufolge rechts neben dem Wasserstoff stehen, werden als edle Metalle bezeichnet. ②

- **Die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle ist die Anordnung der Metall/Metall-Ionen-Elektroden nach steigendem Standardelektrodenpotential.**

Die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle ist ein wichtiges Arbeitsmittel des Chemikers. Aus ihr kann er wesentliche Eigenschaften der Metalle ableiten.

- Soll zum Beispiel das Elektrodenpotential einer Zink/Zink-Ionen-Elektrode bestimmt werden, verbindet man die Metall/Metall-Ionen-Elektrode über einen elektrolytischen Stromschlüssel (↗ Abb. 29, S. 81) mit der Standard-Wasserstoffelektrode und mißt die Spannungsdifferenz zwischen den beiden Metallen der Elektroden (↗ Abb. 29, S. 81).

Die für das Beispiel gewählte Kombination elektrochemischer Elektroden kann durch folgende Symbole dargestellt werden:



Der Doppelstrich // kennzeichnet dabei die Grenze zwischen zwei unterschiedlichen Elektrolytlösungen. ③ ④

Die Festlegung des Vorzeichens für die Größen der einzelnen Potentiale richtet sich nach der Stellung des Metalls in der elektrochemischen Spannungsreihe im Vergleich zum Potential der Standard-Wasserstoffelektrode (\nearrow S. 83f.).

Steht ein Metall in der elektrochemischen Spannungsreihe links vom Wasserstoff, dann gibt es in die Metall-Ionen-Lösung Elektronen ab, die von Wasserstoff-Ionen aufgenommen werden. Das Potential der Metall/Metall-Ionen-Elektrode erhält gegenüber der Bezugselektrode ein negatives Vorzeichen. Bei rechts vom Wasserstoff stehenden Metallen verläuft dieser Vorgang in umgekehrter Richtung. Das Standardelektrodenpotential erhält ein positives Vorzeichen. ⑤ ⑥

4.3. Anwendung der elektrochemischen Spannungsreihe der Metalle

4.3.1. Elektrochemische Fällung von Metallen

Die elektrochemische Fällung von Metallen ist eine Redoxreaktion. Die Atome des Metalls mit dem kleineren Standardelektrodenpotential werden oxydiert. Sie geben Elektronen ab. Die Ionen des Metalls mit dem größeren Standardelektrodenpotential werden reduziert. Sie nehmen Elektronen auf. Das so gebildete Metall fällt aus der Elektrolytlösung aus.

52

▼ Scheiden Sie a) Zink, b) Blei, c) Kupfer aus Ihren Metall-Ionen-Lösungen ab!

Geräte: 4 Halbmikro-Reagenzgläser

Chemikalien: Magnesiumspäne, Zink (gekörnt), Blei (gekörnt), Stahlnagel ($l = 40$ mm), 0,5 M Kupfer(II)-sulfatlösung, 0,5 M Bleiazetatlösung, 0,5 M Zinksulfatlösung

Durchführung

1. Geben Sie in ein Halbmikro-Reagenzglas einen Magnesiumspan, in ein zweites ein Zinkkorn, in ein drittes ein Bleikorn und in ein viertes einen Stahlnagel!

-
- ① Erläutern Sie das Prinzip der Messung des Standardelektrodenpotentials einer Metall/Metall-Ionen-Elektrode!
 - ② Wie reagieren Metalle mit einem großen Standardelektrodenpotential gegenüber Sauerstoff?
 - ③ Stellen Sie folgende Metall/Metall-Ionen-Elektroden in Kombination mit der Standard-Wasserstoffelektrode symbolhaft dar:
 - a) Kupfer/Kupfer(II)-Ionen-Elektrode
 - b) Aluminium/Aluminium(III)-Ionen-Elektrode,
 - c) Zinn/Zinn(II)-Ionen-Elektrode,
 - d) Magnesium/Magnesium(II)-Ionen-Elektrode,
 - e) Blei/Blei(II)-Ionen-Elektrode,
 - f) Eisen/Eisen(II)-Ionen-Elektrode!
 - ④ Geben Sie an, welche Elektrolytlösungen in dem angegebenen Beispiel durch den Doppelstrich symbolisch getrennt werden!
 - ⑤ Bestimmen Sie das Vorzeichen der Elektrodenpotentiale für eine
 - a) Mg/Mg^{2+} -Elektrode,
 - b) Al/Al^{3+} -Elektrode,
 - c) Fe/Fe^{2+} -Elektrode,
 - d) Ag/Ag^+ -Elektrodegegenüber einer Standardwasserstoffelektrode!
 - ⑥ Warum ist das Standardelektrodenpotential der Kalomelektrode gegenüber einer Standard-Wasserstoffelektrode positiv? (eine Kalomelektrode ist eine Quecksilber/Quecksilber-Ionen-Elektrode)

2. Lassen Sie den Magnesiumspan mit 30 Tropfen Zinksulfatlösung (Vorsicht, Gift 2!), das Zinkkorn mit 30 Tropfen Blei(II)-azetatlösung (Vorsicht, Gift 2!), das Bleikorn und den Eisennagel mit je 30 Tropfen Kupfer(II)-sulfatlösung (Vorsicht, Gift 2!) reagieren!

Auswertung

1. Übertragen Sie die folgende Tabelle in Ihr Heft!

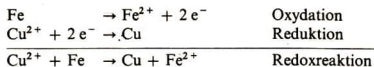
Metall	Lösung	Farbe des Niederschlages
Magnesium	Zinksulfat	
Zink	Blei(II)-azetat	
Blei	Kupfer(II)-sulfat	
Eisen	Kupfer(II)-sulfat	

2. Vervollständigen Sie die Tabelle, indem Sie Ihre Beobachtungen beim Experimentieren eintragen!
3. Erklären Sie die Bildung der Niederschläge mit Hilfe Ihrer Kenntnisse über die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle! ①

Die elektrochemische Fällung von Metallen wird in der Technik auch **Zementation** genannt. Die Zementation wird zum Beispiel zur Herstellung von Kupfer, Kadmium, Silber und Gold angewendet. ②

Die vielfältigen Verwendungsmöglichkeiten von **Kupfer** in der Technik und im Haushalt (→ S. 9) führten dazu, daß für diesen Werkstoff der Bedarf rasch anstieg. Der große Bedarf und die nur geringen zur Verfügung stehenden Rohstoffreserven machen es erforderlich, daß zur Herstellung von Kupfer auch kupferarme Erze und Abprodukte der Schwefelsäureproduktion, kupferhaltige Pyritabbrände, aufgearbeitet werden.

Die Erze beziehungsweise die kupferhaltigen Pyritabbrände reagieren dabei mit verdünnter Schwefelsäure. Es entsteht Kupfer(II)-sulfatlösung. Mit Hilfe von Eisenschrott (Eisen hat ein geringeres Standardelektrodenpotential als Kupfer) werden die Kupfer-Ionen reduziert. Kupfer fällt aus. Eisen wird oxidiert. ③

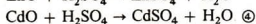


Das so erhaltene metallische Kupfer wird als Zementkupfer bezeichnet.

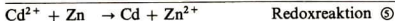
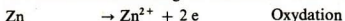
Wie Kupfer wird auch **Kadmium** durch elektrochemische Fällung des Metalls aus seiner Metall-Ionen-Lösung gewonnen.

Kadmium fällt bei der Zinkherstellung an. Beim nassen Verfahren der Zinkherstellung läßt man Zinkoxid mit Schwefelsäure zu Zinksulfatlösung reagieren. Dabei reagieren gleichzeitig die im Zinkoxid enthaltenen Verunreinigungen von Kadmiumoxid zu Kadmiumsulfat. Anschließend wird die Lösung aus Zinksulfat und Kadmiumsulfat mit Zinkstaub verrührt. Die Kadmium-Ionen werden dabei durch Zinkatome reduziert. Folgende chemische Reaktionen laufen ab:

Überführen von Zinkoxid und Kadmiumoxid in Zinksulfat und in Kadmiumsulfat.



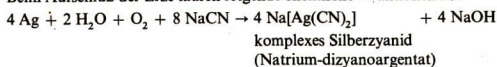
Elektrochemische Fällung der Kadmium-Ionen durch Zinkatome



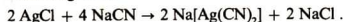
Silber und Gold werden größtenteils auch durch Fällung aus ihren Metall-Ionen-Lösungen gewonnen. $\textcircled{6}$

Silber wird wegen seiner ausgezeichneten elektrischen Leitfähigkeit vorwiegend in der Elektrotechnik und Elektronik eingesetzt. In großen Mengen wird Silber auch zur Herstellung von photographischen Schichten auf Filmen verwendet. Weiterhin wird Silber bei der Herstellung medizinischer Geräte sowie bei der Herstellung von chemischen und pharmazeutischen Präparaten eingesetzt.

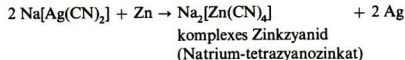
Beim nassen Verfahren wird Silber aus seinen Erzen herausgelöst. Dazu wird das Erz, zum Beispiel Silberglanz Ag_2S , Kupfersilberglanz $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Ag}_2\text{S}$ oder Hornsilber AgCl , zerkleinert und zu einem feinen Schlamm aufbereitet. Das Silber wird durch Reaktion des Erzes mit einer 0,1 bis 0,2%igen Natriumzyanidlösung NaCN gelöst. Es bildet mit der Natriumzyanidlösung ein lösliches Salz, das komplexe Silberzyanid. Dieses Aufschlußverfahren kann man sowohl für metallisches Silber als auch für Silberverbindungen, wie sie in den Erzen vorliegen, anwenden. Beim Aufschluß der Erze laufen folgende chemische Reaktionen ab:



beziehungsweise



Durch Zugabe von Zink- oder Aluminiumstaub in die Natrium-dizyanoargentat-Lösung wird das Silber elektrochemisch ausgefällt:



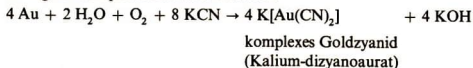
In der Technik findet **Gold** vorwiegend in der Elektronik und in der Elektrotechnik Verwendung. In der Vergangenheit wurden Verbindungen des Goldes, Goldsalze, vielfach in der Photographie zum Tönen der fertigentwickelten Bilder und in der Glas- und Porzellanmalerei zur Herstellung von rotgefärbtem Goldrubinglas verwendet.

Das Tönen von Photographien zur Verschönerung des Farbtons der Bilder ist ein galvanisches Verfahren, bei dem das Silber des Fotomaterials gegen Gold ausgetauscht wird. $\textcircled{7}$

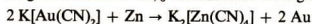
- $\textcircled{1}$ Entwickeln Sie für die Teilreaktionen Oxydation und Reduktion sowie für die Redoxreaktion der angegebenen Beispiele die chemischen Gleichungen!
- $\textcircled{2}$ Geben Sie an, welche Metalle zur Ausfällung von a) Kupfer, b) Silber, c) Kadmium, d) Gold geeignet sind!
- $\textcircled{3}$ Entwickeln Sie die chemische Gleichung für die Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Schwefelsäure! Entwickeln Sie aus der Formel für Kupfer(II)-sulfat die Dissoziationsgleichung für dieses Salz!
- $\textcircled{4}$ Entwickeln Sie für die Reaktionen die chemischen Gleichungen in Ionenschreibweise und in verkürzter Ionenschreibweise!
- $\textcircled{5}$ Nennen Sie weitere Metalle, die zur Reduktion von Kadmium-Ionen eingesetzt werden können!
- $\textcircled{6}$ Nennen Sie Metalle, die zur Ausfällung von Silber und Gold aus ihren Metall-Ionen-Lösungen verwendet werden können!
- $\textcircled{7}$ Erklären Sie die beim Tönen von Fotografien mit Goldsalzlösungen ablaufenden chemischen Reaktionen!

Da reines Gold ein sehr weiches Metall ist, wird es meist in Form von Legierungen (\nearrow S. 8) verwendet.

Gold kommt in der Natur meist als gediegenes Metall vor. Das Metall ist im Gestein eingebettet und enthält Verunreinigungen von Silber und geringe Anteile Kupfer und Platin. Um chemisch reines Gold zu erhalten, muß das geförderte Gestein aufgearbeitet werden. Die einfachste Methode ist die Goldwäsche, bei der die goldhaltigen zerkleinerten Gesteine und Sande in Wasser aufgeschlämmt werden. Dabei setzt sich das Metall schneller wieder ab als die leichteren anderen Stoffe. Bei diesem technisch einfachen Verfahren kann man aber nur einen geringen Teil des Metalls gewinnen. Bei moderneren Verfahren wird das zerkleinerte goldhaltige Gestein mit Quecksilber und Wasser durchmischt. Dabei bindet das Quecksilber einen großen Teil des Goldes als **Amalgam**. Amalgame sind Legierungen von Metallen mit Quecksilber. Das Metall löst sich dabei im Quecksilber. Aus dem goldhaltigen Grobschlamm wird weiteres Gold durch Überleiten dieses Schlammes über amalgamierte Kupferplatten gewonnen. Das Gold bleibt dabei an den Kupferplatten hängen und kann abgeschabt werden. Auf diese Weise lassen sich etwa 60% des im Gestein enthaltenen Goldes gewinnen. Der Rest des im Gestein verbleibenden Goldes wird wie das Silber durch Reaktion mit Natrium- oder Kaliumcyanidlösung gewonnen. Dazu wird das goldhaltige Gestein sehr fein zermahlen. Dem entstandenen Schlamm wird bis zu 60% Wasser entzogen und unter guter Durchmischung und Belüftung 0,1 ... 0,25%ige Kaliumcyanidlösung zugegeben. Das Gold bildet ebenso wie das Silber mit Kaliumcyanidlösung ein komplexes lösliches Goldsalz.



Mit Hilfe von Zinkstaub werden aus dem komplexen Goldzyanid durch elektrochemische Fällung die restlichen 40% metallisches Gold gewonnen:



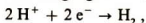
Die Reinigung des Rohgoldes von seinen Verunreinigungen, wie Silber, Kupfer und Platin, erfolgt vorwiegend durch Elektrolyse (\nearrow S. 91f.).

- **Metalle mit größerem Standardelektrodenpotential können durch Metalle mit kleinerem Standardelektrodenpotential aus ihren Metall-Ionen-Lösungen elektrochemisch ausgefällt werden.**

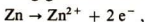
4.3.2. Reaktion von verdünnten Säuren und unedlen Metallen

Zur Herstellung von Wasserstoff im Labor läßt man verdünnte Säuren mit unedlen Metallen, zum Beispiel Zink, reagieren. ①

Der Vorgang der Elektronenaufnahme durch die Wasserstoff-Ionen,

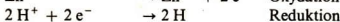


hat gegenüber dem Vorgang der Elektronenabgabe durch die Zinkatome,



ein größeres Standardelektrodenpotential. Deshalb nehmen die Wasserstoff-Ionen die aus den Zinkatomen freiwerdenden Elektronen auf.

Zinkatome werden zu Zink-Ionen oxidiert, Wasserstoff-Ionen werden zu Wasserstoffmolekülen reduziert.



- **Viele Metalle, die in der elektrochemischen Spannungsreihe links vom Wasserstoff stehen, reagieren auf Grund ihres kleineren Standardelektrodenpotentials mit verdünnten Säurelösungen unter Wasserstoffentwicklung.** ②

Nicht alle Metalle mit einem kleineren Standardelektrodenpotential als Wasserstoff reagieren mit verdünnten Säuren unter Wasserstoffentwicklung.

Das gilt zum Beispiel für die chemische Reaktion von Blei mit verdünnter Schwefelsäure. Das Blei überzieht sich kurz nach Einsetzen der chemischen Reaktion an der Oberfläche mit einem dünnen Häutchen aus Blei(II)-sulfat, das die weitere Reaktion verhindert. Das Metall wird passiviert (↗ S. 110).

4.3.3. Aufbau und Prinzip galvanischer Elemente

Galvanische Elemente werden als elektrochemische Spannungsquellen, zum Beispiel als Monozellen für Taschenlampen und Kofferradios, verwendet. Galvanische Elemente bestehen im Prinzip aus zwei Metall/Metall-Ionen-Elektroden, die über einen elektrolytischen Stromschlüssel, der den Transport elektrischer Ladungen ermöglicht, miteinander verbunden sind (↗ Abb. 29). Eine derartige Anordnung elektrochemischer Elektroden wird auch als **galvanische Zelle** bezeichnet.

Werden die Metalle der beiden Elektroden über ein Spannungsmeßgerät leitend miteinander verbunden, kann eine elektrische Spannung, die **Zellspannung**, gemessen werden (↗ Exp. 53). Die elektrochemischen Reaktionen in galvanischen Elementen laufen freiwillig ab, sobald der Stromkreis geschlossen wird. Es wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Die chemische Energie ist ein Teil der inneren Energie der Stoffe. Durch den Umbau der chemischen Bindungen der Stoffe während der chemischen Reaktion wird dieser Teil der inneren Energie frei.

- **Ein galvanisches Element ist die Kombination von zwei Metall/Metall-Ionen-Elektroden. Die elektrochemischen Reaktionen in galvanischen Elementen laufen freiwillig ab.**

Im Jahre 1835 entwickelte der englische Meteorologe, Physiker, Chemiker und Industrielle *John Frederic Daniell* eine elektrochemische Spannungsquelle, die eine elektrische Spannung von etwa $U = 1,1 \text{ V}$ lieferte. Dieses galvanische Element wird nach dem Erfinder als **Daniell-Element** bezeichnet. Es ist eine der ältesten technisch genutzten elektrochemischen Spannungsquellen.

Das Daniell-Element besteht aus der Kombination einer Zink/Zink-Ionen-Elektrode mit einer Kupfer/Kupfer(II)-Ionen-Elektrode (↗ Abb. 29, S. 81, und Exp. 49, S. 80). ③

- **Das Daniell-Element ist ein galvanisches Element. Es ist die Kombination einer Zink/Zink-Ionen-Elektrode mit einer Kupfer/Kupfer(II)-Ionen-Elektrode.**

- Die Zellspannung beim Daniell-Element setzt sich zusammen aus dem Standardelektrodenpotential von Zn/Zn^{2+} ($U = -0,76 \text{ V}$) und dem Standardelektrodenpotential von Cu/Cu^{2+} ($U = +0,34 \text{ V}$).

Aus beiden Größen wird die Differenz gebildet:

$$\Delta E = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,1 \text{ V}.$$

Das kleinere Standardelektrodenpotential wird dabei stets vom größeren Standardelektrodenpotential subtrahiert.

- ① Entwickeln Sie eine vereinfachte Gleichung für die elektrochemische Reaktion! Entwickeln Sie für die Reaktion die chemische Gleichung in Ionenschreibweise!
- ② Begründen Sie, weshalb zum Beispiel durch chemische Reaktion von verdünnter Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure mit Eisen oder Zinn Wasserstoff entwickelt werden kann, mit Kupfer oder Silber jedoch nicht!
- ③ Geben Sie die Symbole für die Kombination der beiden Elektroden im Daniell-Element an!

► **Die Zellspannung ΔU ist die Differenz der Standardelektrodenpotentiale, die zwischen zwei Metall/Metall-Ionen-Elektroden gemessen wird.**

53

▼ Bestimmen Sie die Zellspannung für ein Kupfer/Zink-Element, ein Zinn/Zink-Element und ein Kupfer/Zinn-Element!

Geräte: Monozelle ($U = 1,5 \text{ V}$), Meßplatte ($l = 100 \text{ cm}$), Heizwendel eines Kochers ($P = 250$ bis 450 W), Strommeßgerät (Meßbereich $I_G = 10 \text{ mA}$), Spannungsmessgerät (Meßbereich $U_G = 2,5 \text{ V}$), 2 Becher (100 cm^3), elektrolytischer Stromschlüssel (↗ Exp. 49, S. 80) oder Docht

Chemikalien: Kupferdraht ($l = 90 \text{ mm}$, $d = 1 \text{ mm}$), Zinkstab ($l = 70 \text{ mm}$, $d = 4 \text{ mm}$), Zinnstab ($l = 70 \text{ mm}$, $d = 4 \text{ mm}$), $0,5 \text{ M}$ Kupfer(II)-sulfatlösung, $0,5 \text{ M}$ Zinn(II)-chloridlösung, $0,5 \text{ M}$ Zinksulfatlösung, 1 M Kaliumchloridlösung

Durchführung

1. Befestigen Sie die gleichmäßig ausgezogene Heizwendel auf der Meßplatte!
2. Bauen Sie die Meßanordnung nach Abbildung 29, Seite 81 auf!
3. Messen Sie mit dem Spannungsmessgerät die Spannung der Monozelle!
4. Stellen Sie aus den Metallen und ihren Elektrolytlösungen die entsprechenden Metall/Metall-Ionen-Elektroden her! (↗ Exp. 49, S. 80)
5. Verbinden Sie die jeweiligen Metall/Metall-Ionen-Elektroden durch einen elektrolytischen Stromschlüssel (↗ Abb. 29 und Exp. 49, S. 80)!
6. Schließen Sie die Metalle der Elektroden an die Meßanordnung (↗ Abb. 29, S. 81) an!
7. Berühren Sie mit dem Schleifkontakt den Widerstandsdraht (Heizwendel) an verschiedenen Stellen, bis am Meßgerät kein Zeigerausschlag mehr festzustellen ist!

Auswertung

1. Notieren Sie die auf der Meßplatte abgegriffene Länge!
2. Übertragen Sie folgende Tabelle auf ein Blatt Papier!

Galvanische Zelle	Abgegriffene Länge l_a in mm	Ermittelte Zellspannung U in V	Zellspannung Tabellenwert U in V
Cu/Cu ²⁺ , KCl, Zn ²⁺ /Zn Sn/Sn ²⁺ , KCl, Zn ²⁺ /Zn Cu/Cu ²⁺ , KCl, Sn ²⁺ /Sn	707	-1,06	-1,107 -0,621 -0,481

3. Berechnen Sie unter Zuhilfenahme des folgenden Beispiels anhand Ihrer Meßgrößen die Zellspannungen für die galvanischen Elemente Zinn/Zink und Kupfer/Zinn!
4. Vervollständigen Sie die Tabelle!

■ Beispiel zur Berechnung der Zellspannung U des Kupfer/Zink-Elements

Gegeben:

$U = 1,5 \text{ V}$
 $I_G = 1000 \text{ mm}$
 $l_a = 707 \text{ mm}$

Gesucht:

$U_{Zn/Zn^{2+}, KCl, Cu^{2+}/Cu}$

U Spannung der Monozelle in V
 l_G Länge des Widerstandsdrahtes in mm
 l_a abgegriffene Länge in mm
 $U_{Zn/Zn^{2+}, KCl, Cu^{2+}/Cu}$ Zellspannung in V

$$U_{Zn/Zn^{2+}, KCl, Cu^{2+}/Cu} = \frac{I_a \cdot U}{I_G}$$

$$U_{Zn/Zn^{2+}, KCl, Cu^{2+}/Cu} = \frac{707 \text{ mm} \cdot 1,5V}{1000 \text{ mm}}$$

$$U_{Zn/Zn^{2+}, KCl, Cu^{2+}/Cu} = 1,06 \text{ V}$$

Die Zellspannung eines galvanischen Elements aus einer Zink/Zink-Ionen-Elektrode und einer Kupfer/Kupfer(II)-Ionen-Elektrode (Daniell-Element) beträgt $U \approx 1,1 \text{ V}$. ①

4.4. Elektrolyse

Die **Elektrolyse** ist ein elektrochemisches Verfahren, das in der Technik zum Beispiel zur Herstellung von metallischem Natrium, Kalium, Magnesium, Kalzium und Aluminium sowie von Natrium- und Kaliumhydroxid, zur Raffination von Metallen (↗ S. 94f.) und zur Herstellung metallischer Überzüge (↗ S. 108) eingesetzt wird.

Die Elektrolyse wird mit wässrigen Lösungen durchgeführt, zum Beispiel zur Herstellung von Zink durch Elektrolyse von Zinksulfatlösung (↗ Experiment 56), zur Raffination von Schwarzkupfer (↗ S. 95) zu Reinkupfer (↗ Experiment 57) und als Elektrolyse von geschmolzenen Verbindungen, als Schmelzflußelektrolyse. Durch Schmelzflußelektrolyse wird zum Beispiel Aluminium (↗ S. 96f.) hergestellt.

Zwischen den elektrochemischen Reaktionen bei galvanischen Elementen (↗ S. 89) und bei der Elektrolyse besteht ein prinzipieller Unterschied. Die elektrochemischen Reaktionen bei galvanischen Elementen laufen freiwillig ab. Die elektrochemischen Reaktionen bei der Elektrolyse müssen durch Anlegen einer elektrischen Spannung erzwungen werden.

- Die elektrochemischen Reaktionen bei der Elektrolyse müssen durch eine elektrische Spannung erzwungen werden.

4.4.1. Bau und Wirkungsweise einer Elektrolysezelle

Eine Elektrolysezelle besteht aus einem Behälter, in dem sich der Elektrolyt in Form einer Lösung oder Schmelze befindet und aus mindestens zwei Elektroden, die in den Elektrolyten hineinragen (Abb. 32).

54
▼

Führen Sie die Elektrolyse einer Kupfer(II)-chloridlösung durch!

Geräte: Elektrolysezelle (Abb. 32), Stromversorgungsgerät, Kohleelektroden

Chemikalien: 0,5 M Kupfer(II)-chloridlösung (etwa 6%ig)

Durchführung

1. Füllen Sie die Elektrolysezelle (Abb. 32) bis etwa einen Zentimeter unter den Rand mit Kupfer(II)-chloridlösung!
2. Arbeiten Sie bei einer Gleichspannung von $U_G = 6 \text{ V}$ etwa 5 min!

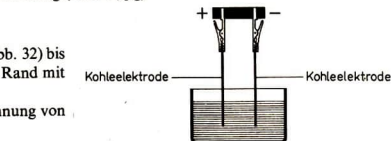


Abb. 32 Elektrolysezelle

① Welche Bedeutung hat die Formel KCl zwischen den Symbolen für die Metall/Metall-Ionen-Elektroden?

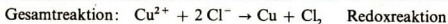
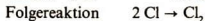
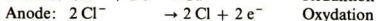
Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Identifizieren Sie die an den Elektroden gebildeten Stoffe!
3. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die an der Kathode und Anode ablaufenden chemischen Reaktionen!

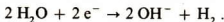
Werden zwei Elektroden, zum Beispiel Kohlelektroden, in eine Elektrolytlösung getaucht, so erfolgt ein Ladungstransport zwischen den Elektroden, sobald an die Elektroden eine elektrische Spannung angelegt wird.

Bei der Elektrolyse von Kupfer(II)-chloridlösung mit Kohlelektroden laufen folgende elektrochemische Reaktionen ab: Die positiven Ladungsträger, Kupfer(II)-Ionen Cu^{2+} , wandern zur negativen Elektrode, der Kathode. An der Kathode nehmen die Kupfer(II)-Ionen Elektronen auf und werden als Kupfer abgeschieden. Die Kupfer(II)-Ionen werden zu Kupferatomen reduziert.

Die negativen Ladungsträger, Chlorid-Ionen Cl^- , wandern zur positiven Elektrode, der Anode. An der Anode geben die Chlorid-Ionen Elektronen ab und werden zu Chloratomen. Die Chloratome verbinden sich in einer Folgereaktion zu Chlormolekülen. An der Anode entweicht Chlorgas. Die Chlorid-Ionen werden zu Chloratomen oxidiert (Abb. 33).



Neben der Reduktion von positiv geladenen Ionen (Kationen) der Elektrolytlösung an der Kathode ist auch die Reduktion von Molekülen möglich, zum Beispiel:



An der Anode ist die Oxydation von negativ geladenen Ionen (Anionen) der Elektrolytlösung, die Oxydation von Metallatomen, aus denen die Elektrode besteht (\nearrow S. 80), und die Oxydation von Molekülen möglich, zum Beispiel

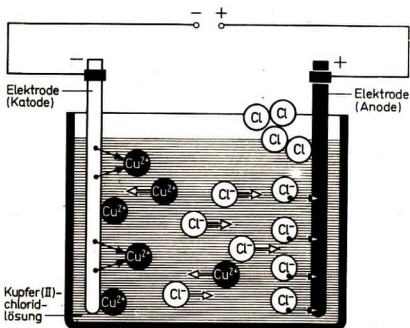
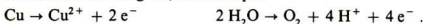


Abb. 33
Schematische Darstellung
der Elektrolyse
von Kupfer(II)-chloridlösung

Befinden sich unterschiedlich positive und negative Ladungsträger sowie Moleküle in einer Elektrolytlösung, dann läuft diejenige elektrochemische Reaktion zuerst ab, für die die geringere elektrische Spannung notwendig ist. Das läßt sich mit Hilfe der elektrochemischen Spannungsreihe (\nearrow S. 84f.) abschätzen. Die Reihenfolge der Entladung der Ionen und Moleküle aus einer Elektrolytlösung hängt außerdem von der Konzentration der einzelnen Ionenarten in der Elektrolytlösung und vom verwendeten Elektrodenmaterial ab.

► **Bei der Elektrolyse werden an der Katode Kationen oder Moleküle reduziert. Sie nehmen Elektronen auf. An der Anode werden Anionen, Atome oder Moleküle oxidiert. Sie geben Elektronen ab.**

55

▼ *Führen Sie die Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure durch!*

Geräte: Stromversorgungsgerät, U-Rohr ($l = 120$ mm), 2 Kristallisierschalen ($d = 95$ mm), 2 Bleielektroden mit durchbohrten Stopfen, 2 Reagenzgläser (16 mm \times 160 mm)

Chemikalien: verdünnte Schwefelsäure, Holzspan, Wasser

Durchführung

1. Füllen Sie das U-Rohr bis etwa 2 cm unter den seitlichen Ansatz mit verdünnter Schwefelsäure (Abb. 34)!
2. Setzen Sie die Stopfen mit den Bleielektroden auf das U-Rohr, und schließen Sie die Elektroden an das Stromversorgungsgerät an!
3. Füllen Sie beide Kristallisierschalen und die Reagenzgläser mit Wasser!
4. Elektrolysieren Sie unter Gleichspannung mit einer Stromstärke von $I = 1 \dots 2$ A, bis eines der beiden Reagenzgläser vollständig mit Gas gefüllt ist (Abb. 34)!
5. Verschließen Sie die Reagenzgläser mit den Stopfen, und nehmen Sie sie aus der Kristallisierschale heraus!
6. Prüfen Sie die Gase in den Reagenzgläsern auf Brennbarkeit beziehungsweise durch die Spanprobe!

Auswertung

1. Vergleichen Sie die Volumen der entstandenen Gase miteinander!
2. Geben Sie an, welche Gase entwickelt wurden!
3. An welcher Elektrode entsteht das Gas, das durch die Spanprobe nachgewiesen werden kann?
4. Markieren Sie durch Beschriftung von Papierstreifen und deren Befestigung am U-Rohr (Abb. 34) die Anode und die Katode!
5. Entwickeln Sie für die an der Anode und an der Katode ablaufenden Reaktionen die chemischen Gleichungen!

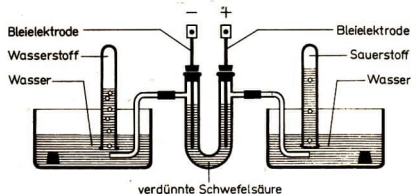


Abb. 34
Elektrolytische Zersetzung
von Schwefelsäure

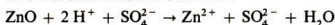
4.4.2. Herstellung von Metallen durch Elektrolyse

Durch elektrochemische Verfahren hergestellte oder raffinierte Metalle werden in der Technik auch als Elektrolytmetalle bezeichnet.

Elektrolytmetalle zeichnen sich durch hohe Reinheit aus. Für viele in der Technik verwendete Metalle ist eine hohe Reinheit erforderlich. So erreicht man zum Beispiel beim Kupfer durch eine hohe Reinheit eine bessere elektrische Leitfähigkeit des Metalls. Auf diese Weise kann wertvolles metallisches Kupfer eingespart werden.

Durch Elektrolyse werden unter anderem Zink, Kupfer und Aluminium hergestellt.

- Bei der elektrolytischen Herstellung von **Zink** kann man zinkarme Erze verarbeiten. Das Erz wird mit Schwefelsäure behandelt.



Gleichzeitig mit dem Zinkoxid reagieren auch die Erzverunreinigungen, wie Eisen, Mangan, Nickel, Kupfer, Blei, Silber und andere mit der Schwefelsäure. Sie müssen vor der Elektrolyse der Zinksulfatlösung entfernt werden. Die gereinigte Zinksulfatlösung mit einem Massenanteil Zink von 6 ... 10% wird unter Verwendung einer Bleianode und einer Aluminiumkatode elektrolysiert. Das Elektrolytzink scheidet sich auf der Aluminiumkatode ab. Nach diesem Verfahren wird 99,99%iges Feinzing hergestellt.

56

▼ *Stellen Sie Zink auf elektrolytischem Wege aus Zinksulfatlösung her, und identifizieren Sie das entstehende Gas!*

Geräte: Becher (hohe Form, 250 cm³), Aluminiumblechelektrode ($h = 20 \dots 30$ mm), Kohleelektrode, 2 Anschlußklemmen, Elektrodenhalter, Stromversorgungsgerät, Strommeßgerät

Chemikalien: 0,5 M Zinksulfatlösung (etwa 7%ig)

Durchführung

1. Füllen Sie die Elektrolysezelle (Abb. 35) zu drei Vierteln mit Zinksulfatlösung!
2. Elektrolysieren Sie bei einer Stromstärke von $I = 2$ A etwa 10 min!
3. Fangen Sie das an der Anode entwickelte Gas in einem Reagenzglas auf!
4. Identifizieren Sie dieses Gas durch die Spanprobe!

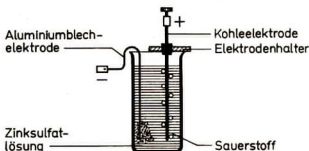


Abb. 35
Elektrolyse einer Zinksulfatlösung

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen an der Anode und an der Katode!
2. Geben Sie an, welches Gas an der Anode gebildet wurde!
3. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die an der Katode und an der Anode ablaufenden chemischen Reaktionen! ①

Kupfer, das durch Zementation (\nearrow S. 86) hergestellt wird, hat einen Massenanteil an Kupfer von etwa 95%.

Das Zementkupfer wird zur weiteren Kupferanreicherung in Flammöfen behandelt (Raffinationsschmelze; raffinieren = verfeinern, reinigen). Das den Flammofen verlassende Kupfer heißt Schwarzkupfer und hat einen Massenanteil von etwa 99% Kupfer. Für die **elektrolytische**

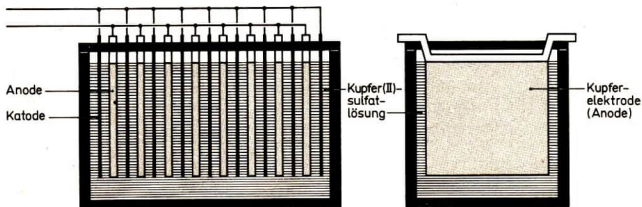
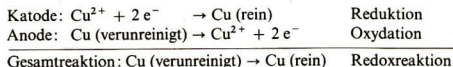


Abb. 36 Kupferraffination

Raffination stellt man aus dem Schwarzkupfer großflächige etwa 3 cm dicke Platten her. Diese Platten werden als Anoden in eine mit Schwefelsäure versetzte Kupfer(II)-sulfatlösung gehängt. Als Katoden dienen dünne Feinkupferbleche (Abb. 36). In einer mit Blei ausgekleideten Elektrolysezelle hängen bis zu 49 Kupferelektroden (24 Anoden, 25 Katoden). Es wird bei einer Spannung von $U = 0,25 \dots 0,3 \text{ V}$ elektrolysiert. Dabei gehen Kupfer(II)-Ionen von der Anode in Lösung, und an der Katode wird reines Kupfer abgeschieden.



Die noch im Schwarzkupfer enthaltenen Verunreinigungen an unedlen Metallen wie Eisen, Nickel, Kobalt und Zink gehen an der Anode ebenfalls als Ionen in Lösung. Sie werden jedoch wegen ihres kleineren Standardelektrodenpotentials nicht wie die Kupfer(II)-Ionen an der Katode als Atome abgeschieden. Die edlen Metalle Silber, Gold und Platin fallen als Staub von der Anode ab und sammeln sich im „Anodenschlamm“ am Boden der Elektrolysezelle. Der Anodenschlamm wird zur Herstellung dieser Edelmetalle weiterverarbeitet.

57

Führen Sie eine elektrolytische Kupferraffination durch!

Geräte: Becher (hohe Form, 250 cm^3), Kohleelektrode, Messingblechelektrode ($20 \text{ mm} \times 150 \text{ mm}$), Elektrodenhalter, 2 Anschlußklemmen, Stromversorgungsgerät, Spannungsmeßgerät, Strommeßgerät, 2 Reagenzgläser ($16 \text{ mm} \times 160 \text{ mm}$), Trichter ($d = 70 \text{ mm}$)

Chemikalien: 0,5 M Kupfer(II)-sulfatlösung (etwa 7%ig), 2 M Natriumhydroxidlösung (etwa 7%ig), 0,5 M Natriumsulfidlösung (etwa 4%ig)

Durchführung

1. Bauen Sie die Elektrolysezelle nach Abbildung 37 auf!
2. Füllen Sie den Becher etwa zu drei Vierteln mit der Elektrolytlösung!

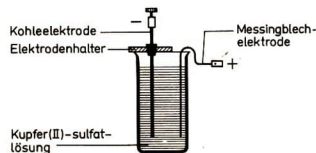


Abb. 37 Elektrolyse einer Kupfer(II)-sulfatlösung

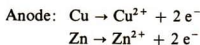
① Wozu verwendet man Zink in der Technik und im Haushalt?

- Schließen Sie die Elektroden unter Zwischenschaltung des Strommeßgerätes und Parallelschaltung des Spannungsmißgerätes an die Spannungsquelle an!
- Elektrolysieren Sie 30 min bei einer Spannung von $U = 1,5 \text{ V}$!
- Pipettieren Sie nach Beendigung der Elektrolyse 5 ml der Elektrolytlösung in ein Reagenzglas, und fügen Sie 5 ml Natriumhydroxidlösung zu!
- Filtrieren Sie in das zweite Reagenzglas!
- Geben Sie zum Filtrat einige Tropfen Natriumsulfidlösung!

Auswertung

- Notieren Sie Ihre Beobachtungen an der Katode!
- Notieren Sie Ihre Beobachtungen beim Versetzen der Elektrolytlösung mit Natriumhydroxidlösung!
- Notieren Sie Ihre Beobachtung beim Versetzen des Filtrats mit Natriumsulfidlösung!
- Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Bildung der beiden Niederschläge!
- Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die an der Katode und an der Anode ablaufenden chemischen Reaktionen! ①

Da Messing aus Kupfer und Zink besteht, gehen an der Anode neben Kupfer(II)-Ionen auch Zink-Ionen in Lösung. Die Zink-Ionen werden aber auf Grund des kleineren Standardelektrodenpotentials an der Katode nicht als Atome abgeschieden, sondern verbleiben in der Lösung.



Die Zink-Ionen können in der Elektrolytlösung nachgewiesen werden. Nach dem Ausfällen der Kupfer(II)-Ionen mit Natriumhydroxidlösung als Kupfer(II)-hydroxid, werden die Zink-Ionen mit Natriumsulfidlösung als Zinksulfid aus dem Filtrat gefällt. ②

Die Herstellung von Zink und die elektrolytische Raffination von Kupfer stellen Elektrolysen wäßriger Lösungen dar.

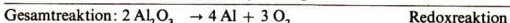
Die elektrolytische Herstellung von **Aluminium** findet dagegen durch Schmelzflußelektrolyse (\nearrow S. 97) statt. Das für die Schmelzflußelektrolyse zur Herstellung von Aluminium benötigte reine Aluminiumoxid kann aus Bauxit durch unterschiedliche technologische Verfahren hergestellt werden (\nearrow S. 40). ③

Das reine Aluminiumoxid — auch Tonerde genannt — wird in der Elektrolysezelle mit synthetisch gewonnenem Kryolith (Natriumhexafluoroaluminat, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$) vermischt, um die Schmelztemperatur des Aluminiumoxids (2045 °C) herabzusetzen. Auf diese Weise erreicht man in der Technik eine Arbeitstemperatur von etwa 950 °C.

Die Elektrolysezelle besteht aus einer Stahlwanne, die mit Kohleblöcken ausgelegt ist. Die Fugen zwischen den Kohleblöcken werden durch eingestampfte Kohle abgedichtet.

Die Kohleauskleidung dient als Katode. Als Anoden werden unterschiedlich geformte Kohlelektroden verwendet, die in die Elektrolytschmelze eintauchen (Abb. 38 und Abb. 39). Unter einer Gleichspannung von $U \approx 4,5 \text{ V}$ wird das Gemisch aus Aluminiumoxid (Tonerde) und Kryolith geschmolzen und elektrolytisch „zersetzt“. Am Boden der Elektrolysewanne sammelt sich über der Kohlekatode das flüssige Aluminium, das von Zeit zu Zeit abgepumpt wird. ④

Vereinfacht dargestellt laufen folgende elektrochemische Reaktionen ab:



Stellen Sie Zink durch Schmelzflußelektrolyse von Zinkchlorid her!

Geräte: U-Rohr ($l = 120 \text{ mm}$), 2 Kohlelektroden, 2 Anschlußklemmen, Stromversorgungsgerät, Strommeßgerät, Brenner

Chemikalien: wasserfreies Zinkchlorid, destilliertes Wasser

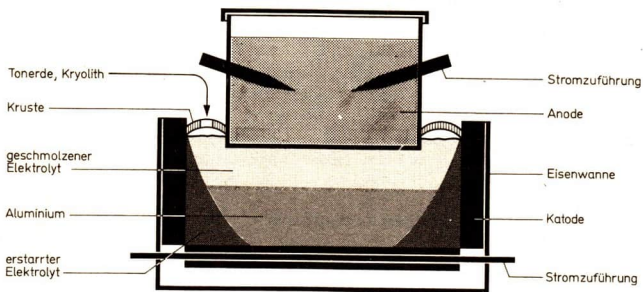


Abb. 38 Elektrolysezelle für die Schmelzflußelektrolyse von Aluminium (Schema)

Durchführung

Vorsicht! Unter dem Abzug arbeiten!

1. Schieben Sie auf den seitlichen Ansatz des U-Rohres am Anodenraum einen Schlauch, der in einen Abzugschacht oder ins Freie führt!
2. Füllen Sie das U-Rohr bis etwa 1,5 cm unter die seitlichen Ansätze mit Zinkchlorid!
3. Führen Sie die Elektroden in das U-Rohr ein!
4. Erhitzen Sie das Zinkchlorid mit dem Brenner vorsichtig bis zum Schmelzen!
Sobald das Zinkchlorid geschmolzen ist, wird der Brenner entfernt!
5. Elektrolysieren Sie das völlig geschmolzene Zinkchlorid unter Gleichspannung bei einer Stromstärke von $I = 4 \text{ A}$ 30 min!
6. Entfernen Sie die Elektroden sofort nach Beendigung der Elektrolyse aus der Schmelze!
7. Lösen Sie die erstarrte Schmelze in destilliertem Wasser!

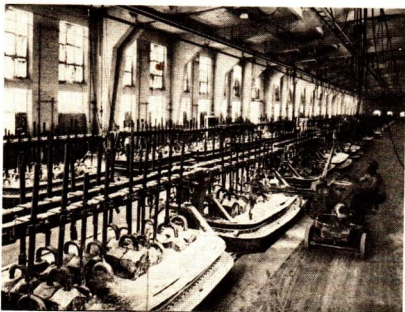


Abb. 39
Schmelzflußelektrolyse
von Aluminium im
VEB Chemiekombinat Bitterfeld

- ① Nennen Sie die Zusammensetzung von Messing!
- ② Welche Reaktionen können auftreten, wenn beim Experiment 57 eine Neusilber-Anode Verwendung findet, eine Legierung aus Kupfer, Zink und Nickel?
- ③ Informieren Sie sich über die Verfahren der Bauxitaufbereitung!
- ④ Welches technologische Arbeitsprinzip findet bei der Schmelzflußelektrolyse Anwendung?

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen! Achten Sie besonders auf die Vorgänge an der Anode und an der tiefsten Stelle des U-Rohres!
2. Begründen Sie, weshalb unter einem Abzug gearbeitet werden muß!
3. Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Reaktionen an der Katode und an der Anode! ①

► Durch Elektrolysen wäßriger Lösungen und von Schmelzen werden wichtige Metalle, wie zum Beispiel Kupfer, Aluminium und Zink, unter hohem Energieaufwand hergestellt.

4.5. Elektrochemische Spannungsquellen

Elektronische Geräte, wie zum Beispiel Kofferradios, Kassettenrecorder oder Taschenrechner, können ohne Anschluß an die Elektroenergieversorgung der Haushalte durch kleine, transportable Spannungsquellen betrieben werden.

Die notwendige Zündspannung für das Anlassen von Kraftfahrzeugmotoren wird ebenfalls von derartigen Spannungsquellen geliefert. Einige Kleintransporter (z. B. Elektrokarren), aber auch bereits erste Personenkraftfahrzeuge werden mit Hilfe transportabler Spannungsquellen, die Elektromotoren mit Strom versorgen, betrieben.

Bei den genannten Spannungsquellen handelt es sich um galvanische Elemente (→ S. 89f.).

Die technisch genutzten galvanischen Elemente werden in **Primärelemente** und in **Sekundärelemente** (→ S. 99ff.) unterteilt.

Beide Arten technisch genutzter galvanischer Elemente sollen nach Möglichkeit folgende Eigenschaften aufweisen:

- eine möglichst hohe Zellspannung,
- eine lange Lebensdauer, das heißt, es darf keine Selbstentladung stattfinden,
- eine konstante Zellspannung während der Entladung,
- einen niedrigen elektrischen Widerstand der galvanischen Zelle,
- einen hohen Energievorrat im Verhältnis zur eigenen Masse und zum Volumen der Zelle
- eine Konstruktion aus möglichst billigen Materialien.

4.5.1. Primärelemente

Das am häufigsten in der Technik verwendete Primärelement ist das Zink-Kohle-Element. Das Prinzip des Aufbaus derartiger Elemente wurde bereits 1865 von *Leclanché* entwickelt. Die Bezeichnung Primärelement ist darauf zurückzuführen, daß beim freiwilligen Ablauf der chemischen Reaktionen zur Umwandlung chemischer Energie in elektrische Energie die an der Reaktion beteiligten Stoffe verbraucht werden und die Stoffumwandlung sowie die damit verbundene Energieumwandlung zum Stillstand kommt. Das galvanische Element ist verbraucht. Primärelemente können nicht wieder aufgeladen werden.

► **Primärelemente liefern nur so lange elektrische Energie, wie die Umsetzung von Oxydationsmittel und Reduktionsmittel des jeweiligen galvanischen Elements zum Reaktionsprodukt anhält.**

Das Zink-Kohle-Element ist aus einem Zinkzylinder als Anode und einem Kohlestab als Katode aufgebaut. Der Zinkzylinder ist mit einer 20%igen wäßrigen Ammoniumchloridlösung gefüllt, die durch Gelatine und einen Füllstoff, wie Stärke oder Sägemehl, zähflüssig ist.

Die Ammoniumchloridlösung dient als Elektrolytlösung. Der Kohlestab befindet sich in der Mitte des Zinkzylinders und wird von einem Gemisch aus Mangan(IV)-oxid MnO_2 (Braunstein) und Graphitpulver umgeben. Das Gemisch aus Mangan(IV)-oxid und Graphitpulver wird um den Kohlestab von einem Gazebeutel zusammengehalten (Abb. 40). ②

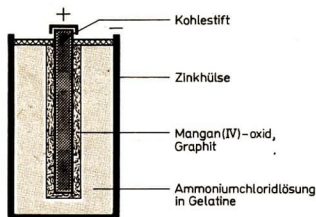


Abb. 40
Leclanché-Element

Da die Elektrolytlösung sehr zähflüssig ist, kann sie nicht auslaufen. Aus diesem Grunde wird das Zink-Kohle-Element auch **Trockenelement** genannt.

Im Zink-Kohle-Element laufen bei der Stromentnahme vereinfacht etwa folgende Reaktionen an den Elektroden ab. An der Zinkanode werden Zinkatome zu Zink-Ionen oxidiert. Die an der Anode freiwerdenden Elektronen reduzieren an der Katode das Mangan(IV)-oxid. Der dem Mangan(IV)-oxid beigemischte Graphit dient zur Vergrößerung der Elektrodenoberfläche.

Mit einem Zink-Kohle-Element wird eine Spannung von $U = 1,5 \text{ V}$ erzeugt.

Trockenelemente sind zum Beispiel Monozellen, Babyzellen oder Gnomzellen.

Will man höhere Spannungen erreichen, so müssen mehrere galvanische Elemente hintereinander geschaltet werden. Diese Kombination von mehreren galvanischen Elementen wird als **Batterie** bezeichnet. Ein bekanntes Beispiel dafür ist die Flachbatterie mit einer Spannung von $U = 4,5 \text{ V}$.

4.5.2. Sekundärelemente

Bei Sekundärelementen können die freiwillig verlaufenden Reaktionen (\nearrow S. 91) an den Elektroden durch Anlegen einer elektrischen Spannung umgekehrt werden.

► **Entladene Sekundärelemente können wieder aufgeladen werden.**

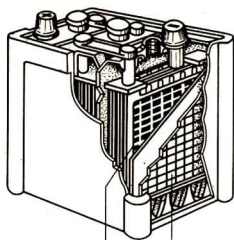
Als Spannungsquellen in Kraftfahrzeugen werden ausschließlich Sekundärelemente verwendet. Sekundärelemente werden auch als Akkumulatoren oder Sammler bezeichnet.

Der am häufigsten verwendete Akkumulator ist der Bleiakkumulator.

Neben dem Bleiakkumulator finden als Spannungsquellen der Nickel-Eisen-Akkumulator, der Nickel-Kadmium-Akkumulator und der Zink-Silber-Akkumulator Anwendung.

Ein Bleiakkumulator (Abb. 41, S. 100) besteht aus einem Gehäuse, das in der Regel aus Glas, bei neueren Akkumulatoren auch aus Plast oder Hartgummi hergestellt ist. Das Gehäuse ist mit Schwefelsäure der Dichte $\rho = 1,26 \cdot \text{ml}^{-1}$ gefüllt (das entspricht einem Massenanteil Schwefelsäure von etwa 30%). In die Schwefelsäure tauchen zwei aus einer Blei-Antimon-Legierung bestehende gitterförmige Hartbleiplatten. Den positiven Pol, die Katode, bildet eine Platte, in deren Gitterzwischenräume eine Paste aus Blei(IV)-oxid PbO_2 eingepreßt ist. Die Gitterzwischenräume der Platte, die den negativen Pol, die Anode, bildet, sind mit schwammförmigem Blei ausgefüllt (Abb. 41, S. 100).

-
- ① Informieren Sie sich über die Verwendung von Aluminium! [11]
 ② Zerlegen Sie eine entladene Monozelle in ihre einzelnen Bestandteile, und vergleichen Sie die Teile mit denen der Abbildung 40!



Blei(IV)-oxid-Platte

Bleiplatte



Blei(IV)-oxid

Blei

verdünnte Schwefelsäure

Abb. 41
Bleiakkumulator:
Realdarstellung (links),
im Schnitt (rechts)

Ein in dieser Weise aufgebautes galvanisches Element liefert etwa eine Spannung von $U = 2 \text{ V}$. Um elektrische Spannungen von 6 V oder 12 V zu erhalten, wie sie bei Kraftfahrzeugen notwendig sind, wird eine entsprechende Anzahl von Zellen in Reihe geschaltet (\nearrow S. 99). Bei einer 12 Volt -Batterie, wie sie zum Beispiel in den Autotypen „Skoda“, „Lada“ oder „Wartburg“ verwendet wird, sind demzufolge 6 solcher Zellen (\nearrow Abb. 41) miteinander kombiniert.

① ②

Bauen Sie das Funktionsmodell eines Bleiakkumulators auf!

Geräte: Becher (hohe Form, 100 cm^3), Stromversorgungsgerät, Glühlampe ($U = 2,5 \text{ V}$, $I = 200 \text{ mA}$), 2 Krokodilklemmen, Schmirgelpapier

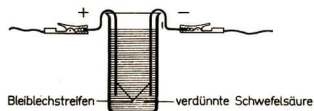
Chemikalien: Schwefelsäure (Batteriesäure $\rho = 1,26 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$), 2 Bleiblechstreifen ($b = 30 \text{ mm}$, $l = 60 \text{ mm}$), destilliertes Wasser

Durchführung

1. Reinigen Sie die Bleiblechstreifen mit dem Schmirgelpapier!
2. Biegen Sie bei jedem Bleiblechstreifen ein Ende zu einer Lasche um (Abb. 42)!
3. Setzen Sie eine Schutzbrille auf! Es wird mit etwa 30% iger Schwefelsäure (Vorsicht, Gift 2 , ätzend!) gearbeitet!
4. Füllen Sie in den Becher etwa 60 ml Schwefelsäure ein!
5. Hängen Sie die Bleiblechstreifen mit der Lasche über den Rand des Bechers! Die Bleiblechstreifen müssen an der Wand des Bechers anliegen und dürfen sich nicht berühren.
6. Befestigen Sie die Zuleitungen des Stromversorgungsgerätes mit Hilfe von Krokodilklemmen an den Laschen! (Abb. 42)
7. Arbeiten Sie 5 min bei einer Gleichspannung von $U_G = 4 \dots 6 \text{ V}$!
8. Schalten Sie die Stromversorgung ab!
9. Verbinden Sie die beiden Bleiblechstreifen über eine Glühlampe miteinander!

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Welche elektrochemische Reaktion läuft beim Arbeitsschritt 7. ab?
3. Wie wird die elektrochemische Reaktion, die nach Arbeitsschritt 9. abläuft, bezeichnet?



Bleiblechstreifen

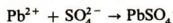
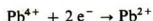
verdünnte Schwefelsäure

Abb. 42
Einwirkung
von verdünnter Schwefelsäure
auf Bleiblechstreifen

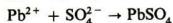
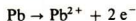
Durch die Gleichspannung von etwa $U_G = 4 \dots 6 \text{ V}$ wird der Bleiakкумуляtor aufgeladen. Verbindet man die beiden Elektroden über eine Glühlampe miteinander, so leuchtet die Glühlampe auf, es fließt ein elektrischer Strom. Dabei entlädt sich der Akкумуляtor.

Entladen des Akкумуляtors.

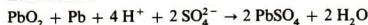
An den Elektroden eines Bleiakкумуляtors laufen vereinfacht dargestellt etwa folgende elektrochemische Reaktionen ab. An der Katode nehmen die Blei(IV)-Ionen Elektronen auf und werden zu Blei(II)-Ionen, die mit den vorhandenen Sulfat-Ionen zu Blei(II)-sulfat reagieren.



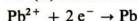
An der Anode geben die Bleiatome Elektronen ab, es entstehen Blei(II)-Ionen, die mit den vorhandenen Sulfat-Ionen zu Blei(II)-sulfat reagieren.



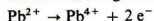
Zellreaktion:



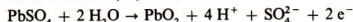
Laden des Akкумуляtors. Dieser Vorgang ist die Umkehrung des freiwillig verlaufenden Entladungsvorganges. Das Laden wird durch die angelegte Gleichspannung von etwa $4 \dots 6 \text{ V}$ erzwungen (S. 91). Bei der Entladung wird die Katode zur Anode und die Anode zur Katode. Blei(II)-Ionen nehmen an der Katode Elektronen auf und werden zu Bleiatomen reduziert.



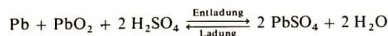
An der Anode geben Blei(II)-Ionen Elektronen ab und werden zu Blei(IV)-Ionen oxidiert.



Es entsteht Blei(IV)-oxid, das die Anode mit einem braunen Niederschlag überzieht.



Der im Akкумуляtor ablaufende Gesamtvorgang der Entladung und Ladung kann durch folgende chemische Gleichung wiedergegeben werden.



Beim Entladen wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Beim Laden wird elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt.

Da bei der Entladung Wasser gebildet wird, kann der Ladezustand des Akкумуляtors mit Hilfe der Dichtepprüfung der Schwefelsäure kontrolliert werden. Je stärker der Akкумуляtor entladen ist, desto geringer ist die Dichte der Schwefelsäure, die durch das entstehende Wasser verdünnt wird. Die Dichtepprüfung der Akкумуляtorsäure erfolgt mit einem Aräometer. ③

► **Beim Vorgang des Entladens ist der Bleiakкумуляtor (Bleisammler) ein galvanisches Element. Beim Vorgang des Ladens erfolgt im Bleiakкумуляtor eine Elektrolyse.**

- ① Die Batterie eines Motorrades gibt eine Spannung von $U = 6 \text{ V}$ ab. Wie unterscheidet sich ihr Aufbau von dem einer Autobatterie?
- ② Beschreiben Sie den Aufbau eines Mopedakkumulators! Ermitteln Sie, welche Spannung ein Mopedakkumulator abgibt!
- ③ Überlegen Sie, weshalb es wichtig ist, insbesondere im Winter bei Frost für einen guten Ladezustand des Autoakkumulators zu sorgen!

Aufgaben

Die Veredlung der Oberflächen von Metallen durch elektrochemische Vorgänge ist auf verschiedene Weise möglich.

1. Analysieren Sie die in Abbildung 43 schematisch dargestellten elektrochemischen Vorgänge, und bestimmen Sie, welcher Stoff die Elektronen zur Reduktion der Metall-Ionen liefert!
2. Vergleichen Sie die schematischen Darstellungen elektrochemischer Vorgänge der Abbildung 43!

Bestimmen Sie, welches elektrochemische Verfahren für die auf Seite 94 genannten Metallabscheidungen besonders vorteilhaft eingesetzt werden könnte!

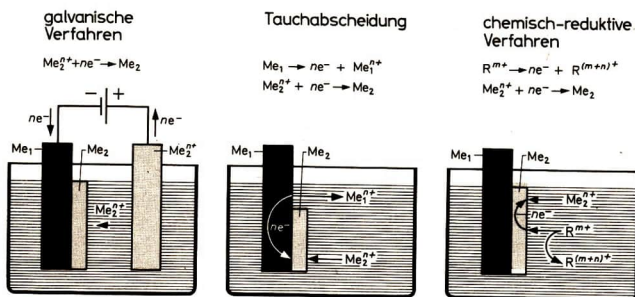


Abb. 43 Elektrochemische Metallabscheidungen

3. Betrachten Sie einige Gegenstände, deren Oberflächen galvanisch veredelt sind! Schlußfolgern Sie aus der Betrachtung der Beschaffenheit der metallischen Überzüge und aus dem zu dieser Art der Veredlung erforderlichen technischen und ökonomischen Aufwand, welches der aus Abbildung 43 ableitbaren elektrochemischen Verfahren vermutlich angewendet wurde!
4. Wählen Sie Gegenstände mit Metallüberzügen aus, und ermitteln Sie, welche elektrochemischen Verfahren zur Beschichtung der Oberflächen dieser Gegenstände am günstigsten wären!

Korrosionserscheinungen sind in allen Bereichen der Industrie, der Landwirtschaft und im Haushalt anzutreffen. Überall, wo Anlagen, Apparate und Maschinen aus metallischen Werkstoffen betrieben werden oder wo Gegenstände des persönlichen Gebrauchs, wie Fahrräder, Mopeds oder Kraftfahrzeuge, genutzt werden, muß man sich mit dieser Erscheinung auseinandersetzen.

- **Korrosion ist die von der Oberfläche ausgehende Zerstörung von Werkstoffen durch chemische oder elektrochemische Reaktion mit ihrer Umgebung.**

Nach Schätzungen werden jährlich von der Weltstahlproduktion 10% durch Korrosion vernichtet. Die Wertverluste durch Korrosion an Maschinen, Apparaten und Anlagen betragen jährlich viele Milliarden Mark. In der DDR liegt der Wert der Metallverluste durch Korrosion im Jahr bei über 10 Milliarden Mark. Allein die durch Korrosion an Kraftfahrzeugen entstandenen Schäden werden in der DDR auf etwa 500 Millionen Mark je Jahr geschätzt. [13, 14] Um solche Verluste durch geeignete Maßnahmen zu verhindern, muß man wissen, wodurch Korrosion hervorgerufen und begünstigt wird, und wie sie wirkungsvoll eingeschränkt werden kann.

5.1. Formen, Ursachen und Erscheinungsbilder der Korrosion

Die verschiedenartigen Erscheinungsbilder bei der elektrochemischen Korrosion metallischer Werkstoffe haben alle eine gemeinsame Ursache. Dabei ist es gleichgültig, ob es sich um ebene Korrosion oder um ungleichmäßige Korrosion handelt. In jedem Falle bilden sich galvanische Elemente (↗ S. 89f.). Man spricht auch von Korrosionselementen. Die beim galvanischen Element (↗ S. 82) verwendete Elektrolytlösung, zum Beispiel Kupfer(II)-sulfatlösung, wird beim Korrosionselement durch Regen, Tau, Nebel oder Kondenswasser gebildet, das heißt durch Wasser und Verunreinigungen der Luft. Zur Entstehung von Korrosionselementen reichen schon geringste Feuchtigkeitsspuren.

Die Ursache für das Erscheinungsbild der *ebenen Korrosion*, wie man es beispielsweise an Eisenbahnschienen beobachten kann, ist darauf zurückzuführen, daß im Metall Zonen mit unterschiedlichem Potential nebeneinander bestehen. Sind diese Potentialunterschiede sehr gering, kann durch die entstehenden Korrosionsprodukte eine Umkehr von Anoden- und Kathodenbereich erfolgen. *Lokalelemente* liegen dann vor, wenn die anodischen Bereiche in einem sonst einheitlichen metallischen Werkstoff fest lokalisiert sind. Eine Ursache für die Ausbildung von Lokalelementen ist zum Beispiel das Auftreten unterschiedlicher Sauerstoffkonzentrationen in der Elektrolytlösung. Das ist an Stahlbühnen im Wasser oft gut zu beobachten (Abb. 44, S. 104).

Unterschiedliche Temperaturen im Wasser sind eine andere Ursache für die Ausbildung von Lokalelementen.

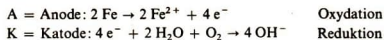
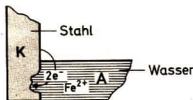
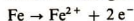


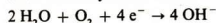
Abb. 44 Lokalelement bei Heterogenität im Medium

Die meisten Gebrauchsmetalle, insbesondere Baustahl, sind verunreinigt. Das führt in Verbindung mit einer Elektrolytlösung zur Ausbildung von oft sehr kleinen Lokalelementen. Bei solchen Lokalelementen, deren Ursache in der Heterogenität des Metalls zu suchen ist, erfolgt die Korrosion durch die Wechselwirkung von Bereichen mit unterschiedlicher elektrochemischer Aktivität auf der Metalloberfläche. Diese Bereiche bezeichnet man als Anoden- und Kathodenbereiche. Wird auf der Oberfläche eines Stahlbleches durch Tau, Nebel oder Kondenswasser ein Film einer Elektrolytlösung gebildet, so ist der Stromfluß zwischen den Anoden- und Kathodenbereichen möglich. ①

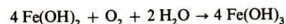
An der Anode gehen Eisenatome des Stahlbleches in Form von Ionen in die Lösung über.



An der Katode erfolgt eine Entladung des in der Elektrolytlösung gelösten Sauerstoffs. Dabei bilden sich Hydroxid-Ionen.



Als Folgereaktion bildet sich aus den positiv geladenen Eisen-Ionen und den negativ geladenen Hydroxid-Ionen Eisen(II)-hydroxid $\text{Fe}(\text{OH})_2$, das als feinflockiger, weißer Niederschlag ausfällt. Eisen(II)-hydroxid wird durch gelösten Sauerstoff zu Eisen(III)-hydroxid oxidiert. Das Eisen(III)-hydroxid auf der Metalloberfläche wird als Rost bezeichnet.



Eine weitere Ursache für die Lokalelementbildung sind mechanische Spannungen im Metall. Dadurch hervorgerufene Korrosion ist besonders dann gut zu beobachten, wenn metallische Körper nach ihrer endgültigen Formgebung gewaltsam verformt werden.

Man kann sich leicht davon überzeugen, indem man einen Nagel stark verbiegt und auf ein Filterpapier legt, das mit einer Elektrolytlösung getränkt ist, die das Kaliumhexazyanoferat $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ enthält. Die Eisenatome sind in dieser Verbindung dreiwertig. Nach kurzer Zeit setzt eine Blaufärbung an der Biegungsstelle ein, die den Anodenbereich des gebildeten Lokalelements anzeigt. ②

Werden zwei unterschiedliche Metalle in Anwesenheit einer Elektrolytlösung miteinander in Berührung gebracht, liegt ein *Kontaktkorrosionselement* vor. Die Ursache für die Korrosion bei diesem Korrosionselement ist auf die unterschiedlichen Standardelektrodenpotentiale der sich berührenden Metalle zurückzuführen.

Werden zum Beispiel zwei Werkstücke aus Kupfer durch einen Stahl Niet zusammengefügt, dann liegt ein Kontaktkorrosionselement vor, sobald Feuchtigkeit hinzutritt (Abb. 45).

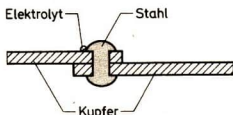


Abb. 45
Kontaktkorrosionselement

Das Eisen mit dem kleineren Standardelektrodenpotential bildet die Anode. Das Kupfer mit dem größeren Standardelektrodenpotential bildet die Katode. An der Anode entstehen durch Abgabe von Elektronen aus Eisenatomen Eisen(II)-Ionen. Diese Ionen gehen in die Elektrolytlösung über. An der Katode bleiben die Kupferatome unverändert.

- Die elektrochemischen Reaktionen an der Anode und an der Katode entsprechen denjenigen bei der Lokalelementbildung durch Heterogenität im Metall (↗ S. 104).

Elektrolytlösung: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Anode: $2 \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + 4 \text{e}^-$ Oxydation

Katode: $4 \text{e}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{OH}^-$ Reduktion

Folgereaktion: $2 \text{Fe}^{2+} + 4 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})_2$

60
▼

Demonstrieren Sie die elektrochemische Korrosion an einer Eisen-Zinn-Grenzfläche!

Geräte: U-Rohr ($l = 120 \text{ mm}$), Strommeßgerät, Zinnelektrode, Eisenelektrode, 2 Anschlußklemmen, Halbmikro-Tropfer, 3 Reagenzgläser ($16 \text{ mm} \times 160 \text{ mm}$), Spatel

Chemikalien: 2 M Salzsäure (etwa 7%ig), Ammoniumthiozyanat

Durchführung

1. Füllen Sie 2 ml Salzsäure in ein Reagenzglas!
2. Geben Sie eine Spatelspitze Ammoniumthiozyanat zu, und stellen Sie diese Lösung als Vergleichslösung zur Seite!
3. Füllen Sie das U-Rohr (Abb. 46) bis kurz unter die seitlichen Ansätze mit Salzsäure!

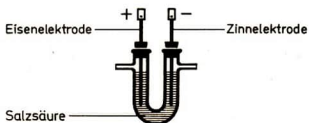


Abb. 46 Elektrochemische Vorgänge an der Grenzfläche eines Eisen/Zinn-Korrosionselements

4. Verbinden Sie das auf den Nullpunkt eingestellte Strommeßgerät mit beiden Elektroden!
5. Tauchen Sie die Elektroden gleichzeitig in je einen Schenkel des U-Rohres ein!
6. Ermitteln Sie die Stromrichtung!
7. Entnehmen Sie mit dem Halbmikro-Tropfer nach etwa 1 min an der Eisenelektrode 2 ml Salzsäure!
8. Versetzen Sie diese in einem Reagenzglas mit einer Spatelspitze Ammoniumthiozyanat!
9. Führen Sie die gleiche Probe in einem anderen Reagenzglas mit 2 ml Salzsäure aus der Umgebung der Zinnelektrode durch!

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen im Reagenzglas mit der Vergleichsprobe!
2. Notieren Sie Ihre Beobachtungen in den Reagenzgläsern mit den entnommenen Proben hinsichtlich des Stromflusses und der Stromrichtung!

Bei diesem Experiment laufen an den Elektroden folgende chemische Reaktionen ab:

Anode: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$ Oxydation

Katode: $3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{H}$ Reduktion

Folgereaktion: $6 \text{H} \rightarrow 3 \text{H}_2$

- ① Warum sollen Garagen für Kraftfahrzeuge gut durchlüftet und möglichst beheizbar sein?
- ② Versuchen Sie eine Erklärung für diesen Vorgang zu finden!

Mit Thiozyanat-Ionen SCN^- werden Eisen(III)-Ionen nachgewiesen. Mit Eisen(III)-Ionen bildet Ammoniumthiozyanat NH_4SCN blutrot gefärbtes Eisen(III)-thiozyanat $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Die bei elektrochemischen Reaktionen ablaufenden Prozesse sind zum Teil sehr kompliziert, schwer zu überschauen und in einzelnen Fällen noch nicht vollständig aufgeklärt. ① ②

5.2. Volkswirtschaftliche Bedeutung der Korrosion

Korrosionserscheinungen an Metallen sind bekannt, seit Metalle als Werkstoffe verwendet werden. Forschungen zur Korrosion begannen aber erst im 18. Jahrhundert. Die ersten Untersuchungen zur Korrosion erfolgten am Eisen. Korrosion an Eisenwerkstoffen wird auch als Rosten bezeichnet.

Diese Entwicklung ging einher mit der industriellen Revolution im 18. Jahrhundert, in deren Verlauf Eisen zu einem Hauptwerkstoff wurde und die Belastung der Atmosphäre durch Industrieabgase, wie zum Beispiel durch korrosionsförderndes Schwefeldioxid SO_2 , zunahm. ③

Bereits 1819 äußerte der französische Chemiker *Thénard* die Auffassung, daß es sich beim Rosten um einen elektrochemischen Vorgang handelt. Diese Theorie ist seit langem wissenschaftlich bestätigt und gilt nicht nur für das Rosten, sondern für die Korrosion der Metalle allgemein.

Der Begriff **Korrosion** ist abgeleitet vom lateinischen Verb „corrodere“, was soviel bedeutet wie zernagen oder zerfressen. Mechanische Zerstörungen metallischer Werkstoffe dagegen sind vorwiegend physikalische Vorgänge. Für diese Art der Zerstörung werden die Begriffe **Abrieb**, **Verschleiß** und **Erosion** verwendet.

Die Korrosionsforschung ist auf Grund der großen volkswirtschaftlichen Verluste, die durch die Korrosion hervorgerufen werden, ein wichtiges Forschungsgebiet. Die volkswirtschaftliche Bedeutung der Forschungsarbeiten zur Verhütung der Korrosion besteht zum Beispiel darin,

- die Materialverluste, die durch Zerstörung von Rohrleitungen, Behältern, Maschinenteilen, Schiffskörpern und Wasserbauanlagen eintreten, zu senken,
- die Metalle, deren Weltvorrat beschränkt ist, zu erhalten,
- die bei der Herstellung der Metalle aufgewendeten Energie- und Wasserressourcen, die mit der Zerstörung der Metalle verloren gehen, effektiver einzusetzen,
- die zur Herstellung und zur Wiederherstellung der durch Korrosion zerstörten Metalle notwendige menschliche Arbeitskraft für andere nützliche Zwecke einzusetzen,
- die Betriebssicherheit der Anlagen zu erhöhen und damit Unfälle zu vermeiden und die Gesundheit der Arbeiter zu schützen.

Bei den volkswirtschaftlichen Verlusten, die durch Korrosion verursacht werden, unterscheidet man zwei Arten, **direkte Verluste** und **indirekte Verluste** (↗ Tab. 26).

Tabelle 26 Arten der Verluste durch Korrosion

Direkte Korrosionsverluste			Indirekte Korrosionsverluste	
<i>Wiederherstellungskosten</i> für zerstörte Konstruktionen, Maschinenteile (einschließlich des gesellschaftlichen Arbeitsaufwandes)	<i>Betriebsstörungen</i> Stilllegung der Anlage während der Reparatur	<i>Verluste an Produkten</i> Verluste an Öl, Gas oder Wasser durch defekte Rohrleitungen, Verluste an Kühlmittel durch korrodierte Kühlaggregate	<i>Verluste an Leistungsfähigkeit</i> Verminderte Wärmeübertragung durch abgesetzte Korrosionsprodukte an Rohrleitungen und Pumpen	<i>Verunreinigungen der Erzeugnisse</i> Beeinträchtigung der Qualität von Erzeugnissen durch abgelöste Korrosionsprodukte aus Rohrleitungen

Indirekte Verluste durch Verunreinigung können sowohl wertvolle Fertigerzeugnisse als auch Zwischenprodukte eines Produktionszweiges betreffen.

- Lösen sich zum Beispiel bei der Herstellung von Seifen aus den Kupfer- oder Messingrohrleitungen kleine Mengen Kupfer in Form von Korrosionsprodukten, dann kann die gesamte Seifenproduktion verderben, weil Kupfersalze das Ranzigwerden von Seifen beschleunigen und somit die Haltbarkeit dieses Fertigerzeugnisses verkürzen.

5.3. Korrosion und Umweltschutz

Zwischen der Korrosion von Metallen und der Belastung der Umwelt durch Schadstoffe in der Atmosphäre, im Wasser und im Boden bestehen sehr enge Beziehungen. Daher ist es unerlässlich, daß Untersuchungen zum Umweltschutz durchgeführt und Umweltschutzmaßnahmen eingeleitet werden.

Die Verhinderung der Verunreinigung der Atmosphäre mit Schadstoffen schützt zum Beispiel sowohl Pflanzen, Tiere und Menschen als auch die technischen Anlagen und Gegenstände.

- Zu den schädlichen, gasförmigen Stoffen, die in die Atmosphäre gelangen, gehören zum Beispiel Schwefeldioxid SO_2 und Stickstoffoxide. Bei einem Anteil von 1 mg Schwefeldioxid je Kubikmeter Luft nehmen die Korrosionsverluste an Eisen und Stahl stark zu. Noch größere schädigende Wirkung als Schwefeldioxid und Stickstoffoxide hat Schwefelwasserstoff H_2S auf metallische Werkstoffe. Die Lochfraßkorrosion wird vor allem durch die Anwesenheit von Chlorwasserstoff in der Luft hervorgerufen. ④ ⑤

Aus den genannten Gründen ist es notwendig, bereits beim Bau von Betrieben und Anlagen und bei der Entwicklung von neuen Technologien darauf zu achten, daß die Wiederverwendung oder Stoffumwandlung der Abgase gewährleistet wird.

5.4. Korrosionsschutz

5.4.1. Maßnahmen des Korrosionsschutzes

Der Korrosionsschutz umfaßt alle Maßnahmen zur Verhinderung der Korrosion von metallischen Werkstoffen bei Konstruktionen, Rohrleitungen, Behältern, Apparaten, Schiffskörpern und Kraftfahrzeugen. Der Korrosionsschutz beginnt bereits bei der Auswahl der Werkstoffe.

Um die Korrosion so gering wie möglich zu halten, sollten Maschinen und Anlagen so konstruiert werden, daß keine Korrosionselemente entstehen können.

Da die Zerstörung von Metallen durch Korrosion von der Oberfläche aus erfolgt, muß besonders die Oberfläche dieser Werkstoffe geschützt werden. In der Technik wendet man eine Reihe von Maßnahmen zum Schutz metallischer Werkstoffe an, die über einen längeren Zeitraum einen ausreichenden Korrosionsschutz gewährleisten (→ Tab. 27). Die materiellen und personellen

-
- ① Nennen Sie weitere Möglichkeiten für Korrosionselementbildungen!
Entwickeln Sie für die Anoden- und Katodenreaktionen der genannten Beispiele die chemischen Gleichungen!
 - ② Erklären Sie, weshalb Schweißstellen besonders korrosionsgefährdet sind!
 - ③ Diskutieren Sie den Zusammenhang zwischen industrieller Revolution, Umweltbelastung durch Abgase und Korrosion!
 - ④ Entwickeln Sie die chemische Gleichung für die Reaktion von Schwefeldioxid zu Schwefelwasserstoff!
 - ⑤ Begründen Sie, weshalb die Verunreinigungen der Luft durch industrielle Abgase besonders die elektrochemische Korrosion fördern!

Tabelle 27 Möglichkeiten des Korrosionsschutzes

Korrosionsschutz durch				
metallische Überzüge	nichtmetallische Überzüge	chemische Schutzschichten	Legierungen	Schutzanoden
Tauchen Metallspritzen Plattieren Galvanisieren	Anstriche Fetten und Ölen Emaillieren Plastbeschichten	Phosphatieren Aloxidieren Passivieren	Herstellung von Werkstoffen aus Mischungen verschiedener Metalle	Herstellung einer leitenden Verbindung zwischen dem zu schützenden Metall und einem unedleren Metall

Aufwendungen, die heute in der Welt für den Korrosionsschutz bereitgestellt werden, sind sehr hoch.

■ In der Volkswirtschaft unserer Republik muß jährlich eine Stahloberfläche von rund 300 Millionen Quadratmetern vor Korrosion geschützt werden.

5.4.2. Herstellen metallischer Überzüge

Beim Herstellen metallischer Überzüge als Korrosionsschutz wird auf das zu schützende Metall eine Schicht eines anderen Metalls nach einem in der Tabelle 27 angegebenen Verfahren aufgetragen. Dabei muß darauf geachtet werden, daß das den Schutzüberzug bildende Metall ein kleineres Elektrodenpotential besitzt, also unedler ist als das zu schützende Metall.

■ Wird zum Beispiel eine Schutzschicht aus Zink auf Eisen durch mechanische Einflüsse zerstört, so tritt bei Anwesenheit einer Elektrolytlösung Korrosion auf. Zinkatome gehen in Form von Zink-Ionen in Lösung. Am Eisen werden die Wasserstoff-Ionen der Elektrolytlösung abgeschieden, es bilden sich Wasserstoffatome (Abb. 47). Diese vereinigen sich in einer Folgereaktion zu Wasserstoffmolekülen.

Elektrolytlösung: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Anode: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ Oxydation

Katode: $4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{OH}^-$ Reduktion

Folgereaktion: $2\text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Zn(OH)}_2$

Das Eisen korrodiert nicht.

Wird statt Zink Kupfer oder Nickel als Überzugsmetall verwendet, so gehen Eisenatome als Eisen-Ionen in Lösung. Das Eisen wird zerstört, sobald das Überzugsmetall infolge Porenbildung keine geschlossene Schutzschicht mehr bildet. ① ②

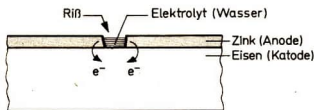


Abb. 47
Elektrochemische Vorgänge
an der Grenzfläche
eines Eisen/Zink-Korrosionselements

Geräte: Eisentiegel, Brenner, Schmirgelpapier

Chemikalien: Zink (gran.), Eisennagel

Durchführung

1. Füllen Sie den Eisentiegel zu drei Vierteln mit granuliertem Zink!
2. Erhitzen Sie den Tiegel bis zum Schmelzen des Zinks!
3. Reinigen Sie den Eisennagel mit Schmirgelpapier!
4. Tauchen Sie den gereinigten Nagel 10 min in die Zinkschmelze!
5. Erhitzen Sie mit kleiner Flamme!

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Begründen Sie, weshalb der Nagel vor dem Verzinken mit Schmirgelpapier behandelt werden muß!

Verzinnen Sie einen Stahl Nagel!

Geräte: Schmelztiegel, Halbmikro-Reagenzglas, Schmirgelpapier

Chemikalien: Zinn (gran.), Nagel, konzentrierte Salzsäure

Durchführung

Vorsicht, es wird mit konzentrierter Salzsäure (Gift 2, ätzend!) gearbeitet! Schutzbrille tragen!

1. Tauchen Sie einen Nagel zum Reinigen etwa 1 ... 2 s in konzentrierte Salzsäure!
2. Tauchen Sie den gereinigten Nagel für 2 ... 5 min in geschmolzenes Zinn!

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
2. Begründen Sie, weshalb vor dem Verzinnen eine Behandlung mit konzentrierter Salzsäure erfolgt! ③

5.4.3. Herstellen nichtmetallischer Überzüge

Metalle, die vor Korrosion geschützt werden sollen, können auch mit einer nichtmetallischen Schutzschicht versehen werden. Das kann durch Anstreichen mit Farbe, durch Fetten beziehungsweise Ölen, durch eine aufgebrannte Glasschmelze (Emaile) oder durch einen Plastüberzug erreicht werden. Weit über 80 Prozent der gegenwärtig angewendeten Korrosionsschutzmaßnahmen erfolgen durch Farbanstriche und Plastüberzüge.

Stellen Sie nichtmetallische Überzüge auf Stahlblechen her!

Durchführung

Versehen Sie entrostete Stahlblechstreifen mit verschiedenen nichtmetallischen Überzügen, und setzen Sie diese Blechstreifen längere Zeit (etwa 4 bis 6 Wochen) unterschiedlichen atmosphärischen Einflüssen aus, die Sie selbst auswählen! Beraten Sie die Durchführung dieses Experiments im Kollektiv!

- ① Fertigen Sie nach Abbildung 47 eine Skizze an, in der Eisen durch einen Nickelüberzug geschützt werden soll! Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Anoden- und Katodenreaktionen bei Ausbildung eines Lokalelements!
- ② Ist es zweckmäßig, Wassereimer aus Eisenblech mit einer metallischen Schicht aus Nickel, Cadmium oder Kupfer zu versehen, um sie vor Korrosion zu schützen?
- ③ Nennen Sie die Bedingungen, unter denen Konservendosen, die aus verzinnem Eisenblech bestehen, korrodieren! Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für den Korrosionsvorgang!

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen, die Sie in Abständen von etwa einer Woche vornehmen!
2. Diskutieren Sie anhand der Beobachtungsergebnisse die unterschiedlichen Korrosionserscheinungen!

5.4.4. Herstellen von Schutzschichten auf chemischem Wege

Bei der Herstellung chemischer Schutzschichten zur Verhinderung der Korrosion des Metalls wird die Metalloberfläche chemisch oder elektrochemisch bearbeitet. So können festhaftende Oxidschichten (Aloxidieren, Passivieren) oder Phosphatschichten (Phosphatieren) gebildet werden, die das Metall vor Korrosion schützen.

64
▼
Führen Sie eine elektrolytische Oxydation von Aluminium durch!

Geräte: Becher (250 cm³), Stromversorgungsgerät, Strommeßgerät, Spannungsmeißgerät, 2 Anschlußklemmen

Chemikalien: 2 Aluminiumblechstreifen (20 mm × 150 mm), 2 M Schwefelsäure (etwa 18%ig)

Durchführung

1. Biegen Sie die Aluminiumblechstreifen an den Enden s-förmig um, und hängen Sie diese in den Becher ein (Abb. 48)!
2. Füllen Sie den Becher etwa zu drei Vierteln mit Schwefelsäure (Vorsicht, Gift 2, ätzend!)!
3. Verbinden Sie die Aluminiumblechstreifen mit der Spannungsquelle!
4. Elektrolysieren Sie etwa 15 min bei einer Spannung von etwa $U = 6\text{ V}$ und einer Stromstärke von $I = 2\text{ A}$!

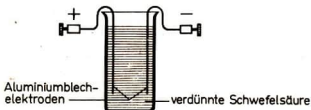
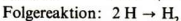
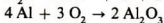
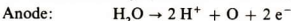


Abb. 48
Elektrolytische Oxydation
von Aluminium

Auswertung

1. Notieren Sie Ihre Beobachtungen!
 2. Geben Sie an, woraus die gebildete Korrosionsschutzschicht besteht!
- Die anfangs einsetzende Gasentwicklung läßt nach einiger Zeit an der Anode nach. Später ist die Gasentwicklung nur noch an der Kathode vorhanden.



Das Aluminiumblech der Anode wird mit einer schützenden Oxidschicht überzogen.

5.4.5. Möglichkeiten des aktiven Korrosionsschutzes

Weitere Möglichkeiten des Korrosionsschutzes sind das Herstellen von Legierungen (↗ S. 8) und die Anwendung von Schutzanoden.

Bei der Herstellung von **Metallegierungen** (↗ S. 43) wählt man eine Mischung von zwei oder mehreren Metallen aus, deren Korrosionsanfälligkeit für den beabsichtigten Verwendungszweck möglichst gering ist.

Beim Korrosionsschutz durch **Schutzanoden** wird die Tatsache ausgenutzt, daß bei der elektrochemischen Korrosion stets das unedle Metall, also das mit dem kleineren Elektrodenpotential, in Lösung geht. Das Metall, das vor Korrosion geschützt werden soll, wird leitend mit einem Metall mit kleinerem Elektrodenpotential verbunden. Die Elektrolytlösung bildet das feuchte Erdrreich beziehungsweise das umgebende Wasser. Damit ist bereits gesagt, wo diese Art des Korrosionsschutzes vorwiegend Anwendung findet. Schutzanoden werden in der Regel bei im Boden verlegten Rohrleitungen für die Gas- und Wasserversorgung sowie für Öl- und Ferngasleitungen oder für Dockanlagen und Stahlkonstruktionen im Wasser verwendet. Auch bei Schiffen, die längere Zeit vor Anker liegen, werden zur Verhinderung von Korrosion von Schiffsteilen unter Wasser Schutzanoden eingesetzt. Da sich die Schutzanode durch Abgabe von Metall-Ionen in die Elektrolytlösung allmählich auflöst, werden Anoden dieser Art auch als „Opferanoden“ bezeichnet. ①

5.4.6. Praktischer Korrosionsschutz

Die Karosserie von Kraftfahrzeugen ist großen Belastungen ausgesetzt. Vor allem Kotflügel und Unterboden sind durch Korrosionseinflüsse sehr stark gefährdet. Um das Verrosten solange wie möglich hinauszuzögern, wird ein gründlicher Korrosionsschutz vorgenommen. Beim Kraftfahrzeug geschieht das folgendermaßen: Die Teile, die zu beschichten sind, werden zuerst gereinigt. Anschließend wird die Oberfläche des Stahlbleches phosphatiert und grundiert. Zur Grundierung im Elektrolyseverfahren werden die Teile in Grundierungsbäder getaucht. Beim Grundierungsbad wird die Behälterwand als Katode, das zu beschichtende Teil als Anode geschaltet. Durch den im Grundierungsbad fließenden elektrischen Strom wird die Grundierung in einer gleichmäßigen Schicht auf die Oberfläche aufgebracht.

Die Teile werden anschließend mit Wasser abgespült und die Grundierung bei erhöhten Temperaturen getrocknet. Man bezeichnet das auch als einbrennen. Danach werden Unebenheiten der Oberfläche mit Spachtelmasse ausgeglichen. Abschließend werden die Karosserieteile mit einer Lackschicht (↗ S. 109) überzogen.

Aufgaben

Die Korrosion tritt in vielfältigen Erscheinungsformen auf (↗ S. 103 ff.). Die Erklärung von Korrosionsvorgängen ist durch die Beobachtung ihrer Erscheinungsformen allein nicht möglich. Führen Sie zum Erkennen der Ursachen der Korrosion nachfolgendes Experiment durch!

65
▼ *Rufen Sie an Gegenständen aus Stahl Korrosion durch a) mechanische Einwirkung, b) ungleichmäßige Oxydation der Oberfläche und c) durch Berührung mit Kupfer hervor!*

① Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Anoden- und Katodenreaktionen für eine Schutzanodenanordnung bei einer Stahlrohrleitung, die durch eine Zinkanode vor Korrosion geschützt werden soll!

Wenn Sie sich ein Fahrrad, ein Moped, einen Kühlschrank, einen Schraubenschlüssel oder ein Taschenmesser kaufen, möchten Sie diese Gegenstände lange benutzen. Sie sollen einen hohen Gebrauchswert besitzen. Um eine gute Qualität solcher Fertigerzeugnisse zu garantieren, ist es notwendig, bereits die verwendeten Rohstoffe, Zwischenprodukte und Halbzeuge sowie die Fertigerzeugnisse einer ständigen Qualitätskontrolle zu unterziehen. Solche Qualitätskontrollen werden unter anderem im Rahmen der Werkstoffprüfung durchgeführt.

Durch Werkstoffprüfungen werden allgemeine und besondere Eigenschaften der Werkstoffe ermittelt. Sie dienen vor und während der Verarbeitung der Werkstoffe zur Qualitätsermittlung. Beim Auftreten von Schadensfällen werden Werkstoffprüfungen zur Ursachenermittlung durchgeführt.

Werkstoffprüfungen können qualitativ oder quantitativ (Ermittlung bestimmter Kennwerte), unter Zerstörung des Gegenstandes oder zerstörungsfrei erfolgen. Nach der Art der Durchführung können die in Tabelle 28 erfaßten Prüfverfahren unterschieden werden. ①

Tabelle 28 Prüfverfahren für Werkstoffe

Analytische Prüfungen	Mechanisch-technologische Prüfungen	Zerstörungsfreie Prüfungen
Chemische Analyse (↗ S. 112)	Klangprobe (↗ S. 126)	Durchstrahlungsprüfung (↗ S. 131)
Spektralanalyse (↗ S. 124)	Schleiffunkenprobe (↗ S. 126)	Magnetische Prüfung (↗ S. 131)
Metallografische Analyse (↗ S. 125)	Festigkeitsprüfungen (↗ S. 128)	Ultraschallprüfung (↗ S. 132)
	Härteprüfungen (↗ S. 130)	

Nur ein Teil dieser Werkstoffprüfungen kann im Fachunterrichtsraum Chemie durchgeführt werden. Die meisten Werkstoffprüfungen sind nur in Betriebswerkstätten oder in der Produktion (Werkstattprüfungen) und ein wesentlicher Teil in Speziallaboratorien für Werkstoffprüfungen und in Forschungseinrichtungen durchführbar.

6.1. Chemische Vorprobenanalysen

Die chemisch-analytische Vorprobe ermöglicht eine Groborientierung über die chemische Zusammensetzung eines Stoffes oder über das Fehlen oder Vorhandensein einzelner Elemente. Als Nachweis dienen häufig Eigenschaften wie die Farbe bekannter Verbindungen. ②

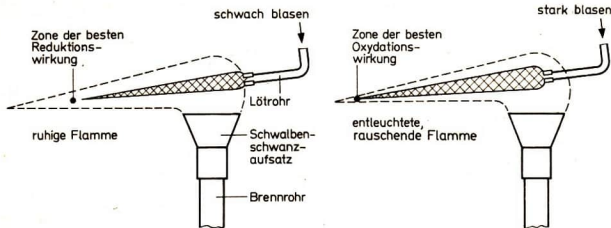


Abb. 49 Handhabung des Lötrohres

66

Ermitteln Sie die Veränderungen der Farbe von Verbindungen, die in der nach Aufgabe ② angefertigten Tabelle stehen, beim Erhitzen! Arbeiten Sie nach dem Experiment 6 „Glührohrprobe“ (↗ S. 32), und erklären Sie auftretende Veränderungen!

6.1.1. Lötrohrprobe

Die Lötrohrprobe ist eine schon im Mittelalter von Bergleuten angewendete Vorprobe zur groben Bestimmung von Elementen in Erzen. Erhitzt man Erze, Metalloxide oder -salze zusammen mit Natriumkarbonat auf Holzkohle bis zum Schmelzen, so werden die Metall-Ionen dieser Stoffe zu Metallatomen reduziert. Einige der so gebildeten Metalle werden bei Einwirkung der oxydierenden Lötrohrflamme erneut zu Metalloxiden oxydiert. Die Beschaffenheit und Färbung der gebildeten Metalle oder Oxidbeschläge geben Aufschluß über das Vorhandensein bestimmter Elemente beziehungsweise bestimmter Metall-Ionen in der Probe. Mit dem Lötrohr wird Luft in die leuchtende Flamme eines Brenners geblasen. Dabei entsteht eine heiße Stichflamme, die die notwendige Temperatur zum Schmelzen der Probe liefert (Abb. 49). Die Lötrohrprobe kann auch im Rahmen des Kurses durchgeführt werden (↗ Tab. 29, S. 114). ③

67

Führen Sie Lötrohrproben mit verschiedenen Erzen, Metalloxiden und Salzen durch!

Geräte: Brenner, Lötrohr, Uhrglas ($d = 50$ mm), Spatel, Hammer, Halbmikro-Tropfer

Chemikalien: Erzproben, Metalloxide oder Salze der Metalle Kupfer, Zinn, Blei, Nickel, Kobalt, Eisen, Zink und Silber, Natriumkarbonat (Soda), Wasser

- ① Arbeiten Sie experimentell prüfbare Fragestellungen für qualitative und quantitative Werkstoffprüfungen aus!
- ② Stellen Sie in der Chemikaliensammlung Ihrer Schule die Farbe von verschiedenen Metallsalzen und Metalloxiden fest! Fertigen Sie eine Übersicht nach folgendem Muster an!

Stoff	Formel	Farbe
Aluminiumoxid	Al_2O_3	weiß
Blei(II)-oxid	PbO	gelb
Blei(IV)-oxid	PbO_2	braun
Kupfer(II)-sulfat	$CuSO_4 \cdot 5 H_2O$	blau

- ③ Welche Bedeutung haben Natriumkarbonat und Holzkohle bei der Lötrohrprobe?

Durchführung

1. Graben Sie in ein Stück Holzkohle eine Vertiefung ein, indem Sie eine 5- oder 10-Pfennig-Münze senkrecht auf die Kohle drücken und dabei mehrmals hin- und herdrehen!
2. Mischen Sie im Uhrglas eine Spatelspitze der Probe mit der 2 ... 3fachen Masse Natriumkarbonat (Soda), überführen Sie das Gemisch in die Vertiefung der Holzkohle, und feuchten Sie es mit einem Tropfen Wasser an!
3. Erhitzen Sie mit der reduzierenden Flamme des Lötrohres!
4. Beobachten Sie nach dem Erkalten den Beschlag, und prüfen Sie entstandene Metalle mit dem Hammer! Erhitzen Sie weiter mit der oxydierenden Flamme!

Auswertung

Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit denen in Tabelle 29!

Tabelle 29 Ergebnisse von Lötrohrproben

Beobachtungen		Ermitteltes Metall
Metall ohne Beschlag	duktil ¹ Korn, silberglänzend duktiles Korn, weiß Metallfitter, gelb bis rot Metallfitter, grau, magnetisch	Silber Zinn Kupfer Eisen, Kobalt, Nickel
Metall mit Beschlag	duktiles Korn, weiß, weißer Beschlag duktiles Korn, weiß, gelber Beschlag sprödes Korn, weiß, gelber Beschlag	Zinn Blei Wismut
Beschlag ohne Metall	weißer, in der Hitze gelber Beschlag	Zink
Weißer unschmelzbare Massen		Kalzium, Strontium, Barium, Magnesium, Aluminium

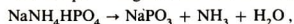
¹ duktil (gut dehn- oder verformbar), zum Beispiel durch Hämmern

6.1.2. Vorproben auf Schwermetalle mit der Phosphorsalzperle oder der Boraxperle

Eine Reihe von Schwermetallverbindungen ergeben beim Zusammenschmelzen mit Natriumammoniumhydrogenphosphat oder Dinatriumtetraborat (Borax) typisch gefärbte glasartige Schmelzen, die sogenannten **Phosphorsalzperlen** und die **Boraxperlen**. ①

Beim Zusammenschmelzen dieser Verbindungen mit Schwermetallverbindungen laufen folgende chemische Reaktionen ab:

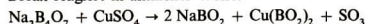
Das Phosphorsalz geht beim Erhitzen in Natriummetaphosphat über,



das in der Hitze mit den Schwermetallverbindungen typisch gefärbte Mischphosphate bildet.



Borax reagiert in ähnlicher Weise.



Einige Elemente können in verschiedenen Wertigkeitsstufen auftreten. Entsprechend diesen Wertigkeitsstufen können beim Nachweis dieser Elemente durch die Phosphorsalz- oder Boraxperlenprobe unterschiedliche Farbreaktionen auftreten. Deshalb muß bei der Bewertung der Farbreaktionen auch zwischen Oxydationsschmelzen und Reduktionsschmelzen unterschieden werden. Die **Oxydationsperle** wird in der Oxydationszone der entleuchteten Brennerflamme erschmolzen (Abb. 50), die **Reduktionsperle** wird zwischen innerem und äußerem Flammenkegel des Brenners erschmolzen und vor dem Herausnehmen im Innern des Brennerrohres abgekühlt. Die Färbungen der Oxydations- beziehungsweise Reduktionsperlen und ihre Auswertung auf das Vorhandensein bestimmter Elemente sind in der Tabelle 30 zusammengestellt.

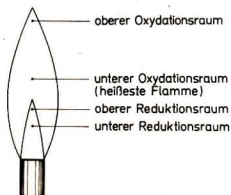


Abb. 50
Flammenzonen
des Bunsenbrenners

Tabelle 30 Färbungen der Phosphorsalz- beziehungsweise Boraxperlen durch Schwermetallverbindungen

Farbe der Perle	Oxydationsperle		Reduktionsperle	
	kalt	heiß	kalt	heiß
farblos	Eisen		Mangan	Mangan, Kupfer Nickel
grau (metallisch)			Blei, Nickel, Wismut, Zink Zinn	
gelb	Eisen (schwach)	Nickel, Eisen	Kupfer (rotbraun)	
braun	Nickel, Eisen		Kupfer (rotbraun)	
rot	Kupfer, Zinn	Kupfer, Zinn, Chrom		
grün	Chrom	Chrom, Kupfer (gelbgrün)	Chrom, Eisen (sehr schwach)	Chrom, Eisen (schwach)
blau	Kobalt, Kupfer	Kobalt	Kobalt	Kobalt
violett	Mangan	Mangan		

68
▼

Führen Sie die Phosphorsalz- und Boraxperlenprobe mit Substanzen bekannter, später unbekannter Zusammensetzung durch!

Geräte: Brenner, Magnesiastäbchen, 2 Uhrgläser ($d = 75 \text{ mm}$)

Chemikalien: Oxide oder Salze der Metalle Eisen, Kobalt, Nickel, Mangan, Chrom, Wismut, Kupfer, Zinn und Zink, Borax, Phosphorsalz

Achtung! Lösliche Eisen-, Chrom-, Kupfer-, Zinn- und Zinkverbindungen sind Gifte der Abteilung 2.

① Ermitteln Sie die Formeln verschiedener Phosphorsäuren und Verbindungen des Bors!

Durchführung

1. Erhitzen Sie die Spitze eines Magnesiastäbchens bis zum Glühen, drücken Sie diese dann noch heiß in Phosphorsalz oder Borax, das sich auf einem Uhrglas befindet!
2. Erhitzen Sie das anhaftende Salz unter ständigem Drehen, bis sich in der Schmelze eine glasklare Perle bildet!
3. Berühren Sie mit der Perle die feingepulverte Analysesubstanz, und schmelzen Sie erneut unter Beachtung der Oxydations- beziehungsweise Reduktionszone der Brennerflamme!
4. Beobachten Sie die Farbe der Perlen in der Hitze und nach dem Abkühlen!

Auswertung

1. Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit den Angaben in Tabelle 30, und bestimmen Sie die in den Proben vorhandenen Elemente!
Achtung, bei Anwesenheit von mehreren Elementen können Mischfarben auftreten!
2. Bei welchen Elementen ist keine eindeutige Färbung der Perlen zu verzeichnen?

6.1.3. Thenards-Blau-Reaktion und Rinmanns-Grün-Reaktion als Vorproben auf Aluminium beziehungsweise Zink

Aluminium und Zink lassen sich nicht durch die Lötrohr- oder Perlenprobe nachweisen. Diese Elemente werden mit Kobalt(II)-nitratlösung nachgewiesen.

Beim Glühen von Aluminium- beziehungsweise Zinkverbindungen mit einem Tropfen stark verdünnter Kobalt(II)-nitratlösung entstehen blau- beziehungsweise grüngefärbte Mischoxide unterschiedlicher Zusammensetzung, die als **Thenards-Blau** beziehungsweise **Rinmanns-Grün** bezeichnet werden. Die Bezeichnung erfolgte nach den Entdeckern dieser Nachweisreaktionen.



Die hellgrünen Zinkverbindungen haben unterschiedliche Zusammensetzung, zum Beispiel $\text{ZnO} \cdot \text{Co}_2\text{O}_3$.

59



Weisen Sie durch die Thenards-Blau-Reaktion Aluminium und durch die Rinmanns-Grün-Reaktion Zink nach!

Geräte: 2 Halbmikro-Reagenzgläser, Halbmikro-Tropfer, Magnesiarrinnen

Chemikalien: Aluminiumsalzlösung, Zinksalzlösung (Vorsicht, Gift 2!), verdünnte Natriumhydroxidlösung (etwa 5%ig), Kobalt(II)-nitratlösung (etwa 0,1%ig)

Durchführung

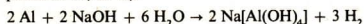
Bemerkung: Achtung! Beim erstmaligen Durchführen der Reaktionen wird am besten mit frisch gefällten Hydroxiden (↗ Experiment 14, S. 40) gearbeitet! Beachten Sie die Zugabe von sehr wenig Kobaltsalzlösung (1 Tropfen 0,1%ige Kobaltnitratlösung genügt!), da bei höheren Konzentrationen schwarzes Kobalt(II, IV)-oxid Co_3O_4 entsteht, das die Farben der Mischoxide überdecken würde!

1. Fällern Sie durch Zugabe von Natriumhydroxidlösung zu den Metallsalzlösungen die Hydroxide der Metalle!
2. Überführen Sie von den gefällten Hydroxiden jeweils einige Tropfen auf eine Magnesiarrinne, und fügen Sie 1 Tropfen der Kobaltnitratlösung zu!
3. Glühen Sie die Masse in der oxydierenden Brennerflamme oder vor dem Lötrohr!

Auswertung

Bei Vorhandensein von Aluminium beziehungsweise Zink in den Proben treten Blaufärbungen beziehungsweise Grünfärbungen der Proben auf den Magnesiarrinnen auf. ⊙

Aluminium wird von konzentrierter Natriumhydroxidlösung, besonders bei leichter Erwärmung, geätzt, das heißt, es reagiert unter Wasserstoffabspaltung zu Hydroxoaluminaten (↗ Experiment 14, S. 40).



Diese Reaktion ist geeignet, Werkstoffe aus Reinaluminium von Werkstoffen aus kupfer- beziehungsweise siliziumhaltigen Legierungen zu unterscheiden.

70
▼ *Führen Sie die Reaktion von Natriumhydroxidlösung mit verschiedenen Blechstreifen durch, und behandeln Sie die Reaktionsprodukte anschließend mit verdünnter Salpetersäure!*

Geräte: Bunsenbrenner, Halbmikrotropfer

Chemikalien: Natriumhydroxidlösung (etwa 25%ig), verdünnte Salpetersäure (etwa 10%ig), Blechstreifen aus Reinaluminium, Duraluminium (Kupfer-Aluminium-Legierung), Silumin (Silizium-Aluminium-Legierung)

Durchführung

1. Tropfen Sie auf die Blechstücke je einen Tropfen Natriumhydroxidlösung (Vorsicht, Gift 2, ätzend!), und erwärmen Sie die Proben vorsichtig über der Sparflamme des Brenners!
2. Tropfen Sie auf die entstehenden Flecke verdünnte Salpetersäure!

Auswertung

Bei Reinaluminium entsteht ein weißer Fleck. Bei Duraluminium bildet sich ein schwarzer Fleck (CuO), der sich bei Zugabe von Salpetersäure wieder auflöst.

Bei Silumin entsteht ein grauer Fleck, der auch bei Zugabe von Salpetersäure bestehen bleibt. ②

6.1.4. Leuchtprobe auf Zinn

Für das Element Zinn gibt es eine einfach durchzuführende Vorprobe, mit der schon weniger als 1 mg Zinn in einer Substanz aufgefunden werden kann. Dieser Nachweis beruht auf der Eigenschaft der Zinn(II)-Ionen, bei höheren Temperaturen blaues Licht auszustrahlen, zu „fluoreszieren“.

71
▼ *Führen Sie die Leuchtprobe auf Zinn durch!*

Geräte: Porzellantiegel, fettfreies Halbmikro-Reagenzglas, Brenner, Reagenzlashalter

Chemikalien: Zinn oder Zinnsalz, Zink (gran.), konzentrierte Salzsäure, Wasser

Durchführung

1. Übergießen Sie im Porzellantiegel etwas Zinn oder die auf Zinn zu überprüfende Substanz mit 3 ml konzentrierter Salzsäure (Vorsicht, Gift 2, ätzend!), und geben Sie ein Körnchen Zink zu!
2. Füllen Sie ein Halbmikro-Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser, und tauchen Sie es in den Porzellantiegel!
3. Halten Sie das Halbmikro-Reagenzglas danach in die Brennerflamme!

Auswertung

Die Brennerflamme färbt sich an der Berührungsfläche mit dem Halbmikro-Reagenzglas blau, wenn in der Substanz Zinn enthalten ist.

-
- ① Überlegen Sie, wie dieses Experiment mit Metallen als Ausgangsstoffen durchgeführt werden könnte!
 - ② Entwickeln Sie für die chemischen Reaktionen nach Experiment 70 die chemischen Gleichungen!

Konzentrierte Salzsäure reagiert mit Zinn heftig unter Wasserstoff- und Zinn(II)-chloridbildung.

Liegen in der Lösung Zinn(IV)-Ionen vor, werden diese durch den bei der Reaktion des Zinks mit der Salzsäure entstehenden Wasserstoff zu Zinn(II)-Ionen reduziert. Nur bei Zinn(II)-Ionen tritt die blaue Fluoreszenz auf. ① ②

6.2. Qualitativ-chemische Analyse

Durch qualitativ-chemische Analysen werden die Anwesenheit oder das Fehlen bestimmter Elemente in den Proben nachgewiesen. Bei metallischen Werkstoffen werden die Analysen meist als Kationennachweise durchgeführt. Zur Vorbereitung der Analysen werden die Analysesubstanzen in anorganischen Säuren gelöst. ③ ④

Die Unlöslichkeit des Kohlenstoffs in anorganischen Säuren ermöglicht seinen Nachweis in Proben technischen Eisens. ⑤ ⑥

Die einzelnen Metall-Ionen werden durch typische Reaktionen, meist **Fällungs-** oder **Farbreaktionen**, nachgewiesen. ⑦

72 ▼ Überprüfen Sie die Reaktion von Metallsalzlösungen mit Reagenzien, die in Tabelle 31 angegeben sind!

Achtung! Eisen(II)-chlorid, Ammoniumthiozyanat, Kaliumchromat, konzentrierte Salpetersäure sowie alle löslichen Blei-, Kupfer-, Zinn- und Zinksalze sind Gifte der Abteilung 2.

Tabelle 31 Chemische Reaktionen einiger Metall-Ionen mit verschiedenen Reagenzien und dabei auftretende Farbreaktionen

Reagenz	Eisen(II)-Ionen	Eisen(III)-Ionen	Nickel-Ionen	Mangan(II)-Ionen	Aluminium-Ionen
Natriumhydroxid- oder Kaliumhydroxidlösung	Eisen(II)-hydroxid weiß/grün	Eisen(III)-hydroxid rotbraun	Nickelhydroxid hellgrün	Mangan(II)-hydroxid rosa	Aluminiumhydroxid weiß ¹
Ammoniaklösung	Eisen(II)-hydroxid weiß/grün	Eisen(III)-hydroxid rotbraun	Nickelhydroxid hellgrün	Mangan(II)-hydroxid rosa	Aluminiumhydroxid weiß
Natriumkarbonatlösung	Eisen(II)-karbonat weiß	Eisen(III)-hydroxid rotbraun	Nickelkarbonat grün	Mangan(II)-karbonat weiß	Aluminiumhydroxid weiß
Schwefelwasserstofflösung	—	—	Nickelsulfid schwarz	—	—
Ammoniumsulfidlösung	Eisen(II)-sulfid schwarz	Eisensulfid schwarz	Nickelsulfid schwarz	Mangan(II)-sulfid ¹ rosa	Aluminiumhydroxid weiß
Ammoniumthiozyanat	—	rote Färbung	—	—	—
Diacetyldioxim	—	—	roter Niederschlag	—	—

Reagenz	Kupfer(II)-Ionen	Zinn(II)-Ionen	Zinn(IV)-Ionen	Blei(II)-Ionen	Zink-Ionen
Natriumhydroxid- oder Kaliumhydroxidlösung	Kupfer(II)-hydroxid blau	Zinn(II)-hydroxid weiß ¹	Zinn(IV)-oxid weiß ¹	Blei(II)-hydroxid weiß	Zinkhydroxid weiß ¹
Ammoniaklösung	Kupfer(II)-hydroxid blau ¹	Zinn(II)-hydroxid weiß	Zinn(IV)-oxid weiß	Blei(II)-hydroxid weiß	Zinkhydroxid weiß ¹
Natriumkarbonatlösung	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ blaugrün	Zinn(II)-hydroxid weiß	Zinn(IV)-oxid weiß	basisches Bleikarbonat weiß	basisches Zinkkarbonat weiß
Schwefelwasserstofflösung	Kupfersulfid schwarz	Zinnsulfid braun	Zinnsulfid gelb	Bleisulfid schwarz	Zinksulfid weiß
Ammoniumsulfidlösung	—	Zinnsulfid braun ¹	—	Bleisulfid schwarz	Zinksulfid weiß

Ⓢ Ⓣ Ⓤ

¹ löslich im Überschuß

Durchführung

Bemerkungen: Zur Durchführung der chemischen Reaktion mit Schwefelwasserstoffwasser (Vorsicht!) beziehungsweise Ammoniumsulfidlösung (Vorsicht, Gift 2!), werden diese Reagenzien vom Arbeitsgemeinschaftsleiter kurz vor dem Nachweis durch längeres Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in destilliertes Wasser beziehungsweise in Ammoniaklösung unter dem Abzug oder im Freien hergestellt.

Vorsicht! Schwefelwasserstoff ist ein gefährliches Blut- und Atemgift!

- ① Ermitteln Sie andere Vorproben auf das Vorhandensein des Elements Zinn!
- ② Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für das „Auflösen“ von Zinn in Salzsäure und für die Reaktion von Zinn(IV)- zu Zinn(II)-chlorid!
Wie kann das Zinn in Weißblechdosen mit Hilfe der Leuchtprobe nachgewiesen werden?
- ③ Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die chemischen Reaktionen von Metallen (↗ S. 69) mit verdünnter Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure!
- ④ Begründen Sie, weshalb Salzsäure und Schwefelsäure nicht für das Lösen von Blei, Salzsäure nicht für das Lösen von Kupfer verwendet werden können!
- ⑤ Erarbeiten Sie einen Vorschlag zum Nachweis des Kohlenstoffs als wichtigsten nichtmetallischen Eisenbegleiter in Eisenwerkstoffen!
- ⑥ Informieren Sie sich über Nachweise für andere im Eisen enthaltene Nichtmetalle wie zum Beispiel Schwefel, Phosphor und Silizium!
- ⑦ Charakterisieren Sie eine Fällungsreaktion (↗ ChiÜb, S. 46)!
- ⑧ Entwickeln Sie für die chemischen Reaktionen der Nachweise in Tabelle 31 die chemischen Gleichungen!
- ⑨ Entwickeln Sie die chemische Gleichung für die Fällung der Zink-Ionen mit Ammoniumsulfidlösung!
- ⑩ Überlegen Sie, welche Vorarbeiten notwendig sind, um diese Reaktionen mit metallischen Drehspänen durchführen zu können!

Fällungsreaktionen werden unter anderem zum Nachweis von Nickel-, Blei- und Zink-Ionen durchgeführt.

73 ▼ Weisen Sie Nickel-, Blei- und Zink-Ionen durch Fällungsreaktionen nach!

Geräte: 5 Halbmikro-Reagenzgläser, Halbmikro-Tropfer

Chemikalien: Nickel(II)-nitrat- oder Nickel(II)-sulfatlösung (5%ig), alkoholische Diacetyldioximlösung (1%ig), Blei(II)-nitratlösung (5%ig), Salzsäure (10%ig), Kaliumchromatlösung (5%ig), Schwefelwasserstoffwasser, Zinkchloridlösung (5%ig), Ammoniaklösung (10%ig)

Durchführung

Führen Sie die in Tabelle 32 angeführten chemischen Reaktionen zunächst mit bekannten Metallsalzlösungen und danach mit unbekanntem Substanzen durch!

Auswertung (→ Tab. 32)

Tabelle 32 Nachweis einiger Metall-Ionen durch Fällungsreaktionen

Metall-Ionen	Durchführung	Auswertung
Nickel-Ionen	<ol style="list-style-type: none"> 1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Nickelsalzlösung mit 10 Tropfen Ammoniaklösung! 2. Erhitzen Sie die Lösung auf etwa 90 °C! 3. Geben Sie 1 ml Diacetyldioximlösung zu! 	<p>Es entsteht ein roter flockiger Niederschlag.</p> $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2\text{N}_2 + 2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2\text{N}_2)_2 + 2 \text{NH}_4^+$
Blei-Ionen	<ol style="list-style-type: none"> 1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Bleisalzlösung mit 1 ml Salzsäure (Vorsicht)! 2. Erwärmen Sie das Reagenzglas, und kühlen Sie es danach wieder ab! 	<p>Es entstehen weiße, nadelförmige Kristalle.</p> $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^-$ $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2$
Blei-Ionen	<ol style="list-style-type: none"> 1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Bleisalzlösung mit 1 ml Äthansäure! 2. Geben Sie 1 ml Kaliumchromatlösung zu! 	<p>Es entsteht ein gelber Niederschlag.</p> $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{NO}_3^- + 2 \text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbCrO}_4 + 2 \text{NO}_3^- + 2 \text{K}^+$ $\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbCrO}_4$
Blei-Ionen	Fügen Sie zu 2 ml Bleisalzlösung 1 ml gesättigte Schwefelwasserstofflösung!	<p>Es entsteht ein braunschwarzer Niederschlag.</p> $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} + 2 \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+$ $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}$
Zink-Ionen	Geben Sie zu 2 ml Zinksalzlösung 1 ml gesättigte Schwefelwasserstofflösung oder Ammoniumsulfidlösung!	<p>Es entsteht ein weißer Niederschlag.</p> $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS} + 2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}^+$ $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS}$

Durch **Farbreaktionen** können zum Beispiel Eisen-, Mangan- und Kupfer-Ionen nachgewiesen werden.

Weisen Sie Eisen-, Mangan- und Kupfer-Ionen durch Farbreaktionen nach!

Geräte: 3 Halbmikro-Reagenzgläser, Becher für Wasserbad, Halbmikro-Tropfer

Chemikalien: Eisen(III)-chloridlösung (5%ig), Mangan(II)-sulfatlösung (5%ig), Kupfer(II)-sulfatlösung (5%ig), Ammoniumthiozyanatlösung (1%ig), Salzsäure (10%ig), Blei(IV)-oxid, konzentrierte Salpetersäure, Ammoniaklösung (5%ig)

Durchführung

Vorsicht beim Arbeiten mit konzentrierter Salpetersäure (Gift 2, stark ätzend!)

Führen Sie die Nachweise entsprechend Tabelle 33 mit bekannten Metallsalzlösungen, danach mit unbekanntem Substanzen durch!

Bemerkungen: Die Mangan(II)-verbindungen können durch starke Oxydationsmittel (z. B. Blei(IV)-oxid und konzentrierte Salpetersäure) zu Permanganat-Ionen oxidiert werden. Die Anwesenheit von Chlorid-Ionen stört diesen Nachweis!

Auswertung (↗ Tab. 33)

Tabelle 33 Farbreaktionen für den Nachweis von Eisen(III)-, Mangan(II)- und Kupfer(II)-Ionen

Ionen	Durchführung	Auswertung
Eisen(III)-Ionen	<ol style="list-style-type: none"> Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Eisen(III)-chloridlösung mit 10 Tropfen verdünnter Salzsäure! Geben Sie 5 ... 10 Tropfen Ammoniumthiozyanatlösung zu! 	<p>Es entsteht eine tiefrote Färbung.</p> $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{Cl}^- + 3 \text{NH}_4^+ + 3 \text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3 \text{NH}_4^+ + 3 \text{Cl}^-$ <hr/> $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3$
Mangan(II)-Ionen	<ol style="list-style-type: none"> Geben Sie zu 1 ml Mangan(II)-sulfatlösung eine Spatelspitze Blei(IV)-oxid und 2 ml konzentrierte Salpetersäure (Vorsicht, Gift 2, stark ätzend!) Erwärmen Sie das Reagenzglas 5 min im Wasserbad! Verdünnen Sie mit Wasser! 	<p>Es entsteht eine violette Färbung.</p> $2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$
Kupfer(II)-Ionen	<ol style="list-style-type: none"> Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Kupfer(II)-sulfatlösung mit 5 Tropfen Ammoniaklösung, und beobachten Geben Sie einen Überschuß an Ammoniaklösung zu, und beobachten Sie den Farbumterschied! 	<p>Es entsteht zunächst ein hellblauer Niederschlag, der sich bei weiterer Zugabe von Ammoniaklösung mit tieferblauer Farbe löst.</p> $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{NH}_4^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$ <hr/> $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4 \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2 \text{OH}^-$ <p>Tetramminkupfer(II)-Kation</p>

6.3. Quantitativ-chemische Metallanalysen

Da die Eigenschaften metallischer Werkstoffe weitgehend von der chemischen Zusammensetzung abhängig sind (↗ S. 43), werden bei der Herstellung dieser Werkstoffe ständig quantitativ-chemische Untersuchungen zur Bewertung der Qualität von Rohstoffen, Zwischen- und Fertigprodukten durchgeführt. Neben modernen elektrochemischen und optischen Methoden

werden die klassischen Verfahren der *Gravimetrie* (Massenanalyse) und der *Volumetrie* (Maßanalyse) angewandt.

► **Durch die quantitativ-chemische Analyse wird die quantitative Zusammensetzung von Stoffen bestimmt.**

Typische Analyseverfahren für die Bestimmung von Elementen in Stoffen sind die manganometrische Titration zur Bestimmung von Eisen, die komplexometrische Titration zur Bestimmung von Eisen, Nickel, Kupfer, Aluminium, Blei, Zink und Zinn und die Elektrogravimetrie zur Bestimmung von Kupfer, Nickel und Kobalt.

6.3.1. Gravimetrische Bestimmungen von Elementen in Stoffen

Gravimetrische Bestimmungen beruhen auf der Überführung der zu bestimmenden Elemente in schwerlösliche Verbindungen, die aus den Lösungen ausfallen und nach einer Nachbehandlung, zum Beispiel Waschen, Trocknen, Glühen, eine bekannte Zusammensetzung besitzen und gut wägbare sind. ②

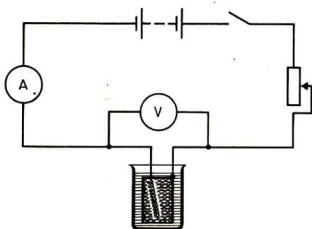


Abb. 51
Elektrogravimetrische Fällung (Schaltskizze)

Gravimetrische Bestimmungen erfordern Probemengen im mg-Bereich. Günstig sind die hohe Präzision der Bestimmungen und der geringe Geräteaufwand. Nachteilig ist der relativ hohe Zeitaufwand. ②

Eine besondere gravimetrische Methode ist die **Elektrogravimetrie**, bei der die zu bestimmenden Metalle beim Durchgang von Gleichstrom durch die Metallösungen elektrolytisch abgeschieden und dann gewogen werden (Abb. 51). Voraussetzung ist die Abscheidung festhaftender Überzüge auf der Abscheidungselektrode und die Einhaltung konstanter Stromdichten. Bei Temperaturerhöhung und unter starkem Rühren kann die Elektrogravimetrie von Metallen als *Schnellanalyse* durchgeführt werden.

75

▼ *Arbeiten Sie eine Arbeitsanleitung für eine elektrogravimetrische Metallbestimmung aus! Lassen Sie sich Ihre Arbeitsanleitung vom Kursleiter bestätigen! Führen Sie nach dieser Anleitung eine elektrogravimetrische Metallbestimmung durch!*

6.3.2. Manganometrische Eisenbestimmung

In den Laboratorien der Eisenhütten- und Stahlwerke wird das Eisen meist nach der Methode der manganometrischen Titration bestimmt.

Die Manganometrie ist ein Gebiet der **Maßanalyse**, bei der unter Anwendung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse von der Gesetzmäßigkeit ausgegangen wird, daß sich bei einer chemischen Reaktion die Ausgangsstoffe stets in konstanten Massenverhältnissen umsetzen, nämlich im Verhältnis ihrer molaren Massen (\nearrow ChiÜb, S. 61). Setzen sich zum Beispiel die Stoffe A und B nach der allgemeinen Gleichung



zu den Stoffen C und D um, so kann man aus der bekannten Masse des Stoffes A die zu der Umsetzung benötigte Masse des Stoffes B berechnen.

Bei **maßanalytischen Bestimmungen** liegen die reagierenden Stoffe gelöst vor. Zur Ermittlung der Konzentration des unbekanntes Stoffes B benutzt man eine Vergleichslösung (**Maßlösung**) mit bekannter Konzentration des Stoffes A, eine Lösung, die in einem bestimmten Volumen eine genau eingewogene Masse des Stoffes A enthält.

Durch maßanalytische Bestimmungen wird die Konzentration eines Stoffes in einer Lösung durch die Reaktion des Stoffes mit dem wirksamen Stoff einer Maßlösung bestimmt.

Im Labor verwendet man Maßlösungen bekannter Stoffmengenkonzentration.

Die Stoffmengenkonzentration (Molarität) des Stoffes B C_B ist der Quotient aus der Stoffmenge n_B des gelösten Stoffes B und dem Volumen V der Lösung.

$$C_B = \frac{n_B}{V}$$

C_B Stoffmengenkonzentration des Stoffes B in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 n_B Stoffmenge des Stoffes B in mol
 V Volumen der Lösung in l

Eine 1 M Natriumhydroxidlösung enthält 1 mol Natriumhydroxid in 1 l Lösung. ③ ④

Führen Sie eine Säure-Base-Titration durch (\nearrow LB 8, S. 56) [18, S. 71]!

Bei Berechnungen geht man von folgender Gleichung aus:

$$V_A \cdot C_A = V_B \cdot C_B$$

V_A Volumen der Maßlösung in l

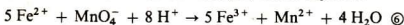
C_A Stoffmengenkonzentration des Stoffes A der Maßlösung in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

V_B Volumen der unbekanntes Lösung in l

C_B Stoffmengenkonzentration des Stoffes B der unbekanntes Lösung in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Manganometrische Bestimmungen beruhen auf der oxydierenden Wirkung der Permanganat-Ionen. ⑤

Die Eisen(II)-Ionen reduzieren in saurer Lösung die Permanganat-Ionen zu Mangan(II)-Ionen und werden dabei selbst zu Eisen(III)-Ionen oxydiert.



Für diese Bestimmung wird kein Indikator benötigt, da der Endpunkt der Titration durch das Verschwinden der vorher violetten Färbung der Lösung zu erkennen ist.

- ① Nennen Sie schwerlösliche Metallverbindungen, die in der Gravimetrie eine Rolle spielen (\nearrow S. 118f.)!
- ② Informieren Sie sich über die Grundlagen und Arbeitstechniken von gravimetrischen Bestimmungen! [8] [18]
- ③ Bestimmen Sie die Masse Kaliumpermanganat, die benötigt wird, um 1 l 0,1 M Kaliumpermanganatlösung herzustellen!
- ④ Informieren Sie sich über die Herstellung von Maßlösungen! [18, S. 69]!
- ⑤ Erarbeiten Sie sich durch ein Literaturstudium die Grundlagen der Manganometrie [18; S. 99]!
- ⑥ Bezeichnen Sie die Reaktionsart für die chemische Reaktion von Kaliumpermanganat mit Eisen(II)-Ionen in saurer Lösung!

Das zu bestimmende Eisen muß vorher vollständig in Form von Eisen(II)-Ionen vorliegen. Als Maßlösung wird eine 0,1 M Kaliumpermanganatlösung verwendet. Der Verbrauch von 1 ml dieser Maßlösung entspricht einer Masse Eisen in der zu bestimmenden Probe von 5,585 mg. ①

77

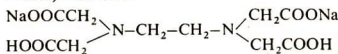
▼ *Erarbeiten Sie sich eine Arbeitsanleitung für die Durchführung einer manganometrischen Eisenbestimmung!* [18] [8]

Führen Sie nach Ihrer Arbeitsanleitung eine manganometrische Eisenbestimmung durch!

6.3.3. Komplexometrische Bestimmung von Metallen

Die komplexometrische Titration ist ein maßanalytisches Verfahren zur volumetrischen Metallbestimmung. Es beruht auf der Bildung stabiler, farbloser Komplexverbindungen einer Reihe von Metall-Ionen mit den Anionen einiger Aminopolykarbonsäuren.

Als Titrationsmittel wird meist das Dinatriumsalz der Äthylendiamintetraessigsäure (kurz ÄDTA) verwendet:



Es wird mit 0,1M bis 0,01M Maßlösungen gearbeitet.

Eine Reihe von Metallen, wie Eisen, Nickel, Zink, Kupfer, Blei, Aluminium, Kalzium und Magnesium, können komplexometrisch bestimmt werden. Komplexometrische Titrations bieten den Vorteil, daß die genannten Metalle bei Einhaltung bestimmter Reaktionsbedingungen nebeneinander, ohne vorherige Trennung, bestimmt werden können.

78

▼ *Erarbeiten Sie sich durch ein Literaturstudium die Grundlagen, Arbeitsprinzipien und eine Arbeitsanweisung zur komplexometrischen Titration für ein zu bestimmendes Metall!* [18; S. 84] (Bestätigung durch den Kursleiter erforderlich!)

Führen Sie die komplexometrische Bestimmung nach der von Ihnen gefundenen Arbeitsanweisung durch!

6.4. Spektralanalyse

Metalle gehen beim Erhitzen in der Brennerflamme oder im elektrischen Lichtbogen in ionisierte Metaldämpfe über. Durch die zugeführte Energie werden einzelne Elektronen in der Atomhülle auf ein höheres Energieniveau gehoben, sie werden „angeregt“. Beim Zurückfallen auf ein energieärmeres Niveau wird die aufgenommene Energie in Form elektromagnetischer Wellen bestimmter, für das Metall charakteristischer Wellenlängen, abgestrahlt. Zerlegt man dieses Licht durch ein optisches Prisma, treten entsprechend den jeweiligen Wellenlängen **Linienpektren** auf. ②

► **Metaldämpfe oder ionisierte atomare Gase senden ein Linienpektrum aus. Jedes Metallspektrum weist für das Metall charakteristische Spektrallinien aus.**

79

▼ *Erhitzen Sie einen Kupferdraht in der Brennerflamme!*

Auswertung

Die auftretende blaugüne Färbung der Brennerflamme ist für das Kupfer charakteristisch. Sie weist auf das Vorhandensein mehrerer Spektrallinien im Bereich der Wellenlängen von $\lambda = 578,2 \dots 510,6 \text{ nm}$ hin.

▼ *Betrachten Sie die farbigen Dämpfe des Kupfers oder anderer Metalle mit einem Spektralapparat (aus der Physiksammlung) oder mit einem Handspektroskop, und stellen Sie die kennzeichnenden Linien im Spektrum fest!* [\nearrow 18; S. 55] ③

In der metallherstellenden und -verarbeitenden Industrie wird die **Metallspektroskopie** zur Identifizierung und Klassifizierung metallischer Werkstoffe verwendet.

Die von der optischen Industrie der DDR hergestellten Metallspektroskope sind Hochleistungsgeräte, die keine besondere Probenvorbereitung erfordern und zerstörungsfreie Prüfungen mit visueller oder fotografischer Auswertung ermöglichen, die in kurzer Zeit durchführbar sind.

6.5. Metallografische Analyse

Bei den bisher besprochenen Analysenverfahren wurde die chemische Zusammensetzung der Metalle ermittelt. Die **metallografische Analyse** untersucht das Gefüge der Metalle.

▶ Die Art, wie die Metallkristalle im festen Metall zusammengefügt sind, wird als **Gefüge** bezeichnet.

Das Gefüge ist von der Zusammensetzung des Metalls (Reinmetall oder Legierung), von der Art der Abkühlung der Metallschmelze beim Herstellungsprozeß und vor allem von der Wärmebehandlung bei der Weiterverarbeitung (z. B. Glühen, Härten, Anlassen) abhängig. Durch Auswertung von Gefügeuntersuchungen erhält man Hinweise auf die Eigenschaften und die Verwendbarkeit metallischer Werkstoffe.

Die Ausbildung des Gefüges kann durch Gefügebilder sichtbar gemacht werden. Dazu werden Probestücke geschliffen, poliert und geätzt. Die Auswertung kann makroskopisch (Betrachten mit dem Auge oder mit der Lupe) oder mikroskopisch (im Auflichtmikroskop mit bis zu zehntausendfacher Vergrößerung) erfolgen. Die Bilder können auf Fotomaterialien übertragen werden. ④

▼ *Fertigen Sie das Gefügebild eines unlegierten Kohlenstoffstahls an!*

Geräte: Schleifpapier verschiedener Korngrößen, zum Beispiel F 40, F 28, F 20, F 14, Poliertuch, Poliertonerde (CWD Nr. 1, 2), Petrischalen ($d = 150$ mm, $h = 30$ mm), Tiegelzange, Glasplatte oder Kachel, Warmluftdusche, Lupe, Mikroskop (bis 200fache Vergrößerung)

Chemikalien: Probescheibe aus Kohlenstoffstahl (z. B. C 35; $d = 30$ mm, $h = 10$ mm), destilliertes Wasser, Ätzlösung [1 ml konzentrierte Salpetersäure (Vorsicht, Gift 2, ätzend!) in 100 ml Äthanol], Methanol (Vorsicht, Gift 2, Gefahrklasse BI!)

Durchführung

1. Schleifen Sie die Metallprobe mit dem Schleifpapier größter Körnung, das dazu glatt auf eine Glasplatte gelegt wird! Verändern Sie dabei die Schleifrichtung auf der Metallprobe mehrmals um 90° !
2. Verwenden Sie immer feinkörnigere Schleifpapiere! Polieren Sie zum Schluß mit dem Poliertuch mit Poliertonerde unter Zugabe von destilliertem Wasser!

-
- ① Welche Arbeitsschritte schlagen Sie vor, um ein Eisenstück in eine Eisen(II)-Ionen-Lösung zu überführen?
- ② Nennen Sie verschiedene Arten von Spektren! (\nearrow PhiÜb, S. 208)
- ③ Stellen Sie das Linienspektrum des Kupfers und das von Legierungsmetallen des Stahls zusammen! [19; S. 343]
- ④ Betrachten Sie mit der Lupe das Gefüge der Zinkkristalle auf einem verzinkten Eisenartikel (z. B. verzinkter Eimer)!

- Säubern Sie die Metallprobe unter Wasser mit einem Wattebausch!
- Legen Sie die Metallprobe mit der Schlißfläche nach oben in die Schale mit der Ätzlösung, bis die Oberfläche ein mattgraues Aussehen hat!
- Nehmen Sie die Metallprobe mit der Tiegelzange heraus, spülen Sie diese reichlich mit Wasser, tauchen Sie diese in die Schale mit Methanol, und trocknen Sie die Metallscheibe unter einer Warmluftdusche!
- Betrachten Sie die Metallprobe mit der Lupe oder unter dem Mikroskop (200fache Vergrößerung, die Metallprobe seitlich von oben beleuchten)!

Auswertung

Skizzieren Sie das Gefüge, und beschreiben Sie es!

Bei sogenanntem „unberuhigtem“ Stahl (z. B. St34u oder St38u) bilden sich beim aufeinanderfolgenden Abkühlen der verschiedenen Legierungsbestandteile häufig Eisensulfidkristallablagerungen („Schwefelseigerungen“) heraus, die mit Hilfe makroskopischer Gefügeuntersuchungen erkannt werden können.

82

▼ *Fertigen Sie einen fotografischen Gefügeabdruck einer Stahlprobe an!*

Geräte: Schleifpapier (Körnung F 40, F 28, F 20), Glasplatte, 2 Foto-Entwicklerschalen

Chemikalien: Fotopapier, Schwefelsäure (etwa 5%ig), Foto-Fixierlösung, Probe aus unberuhigtem Stahl (z. B. St34u oder St38u)

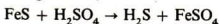
Durchführung

- Schleifen Sie die Metallprobe mit dem Schleifpapier größter Körnung, anschließend nacheinander mit geringerer Körnung, bis die Oberfläche glatt ist! (↗ Experiment 81)
- Spülen Sie die Metallprobe unter einem Wasserstrahl ab!
- Legen Sie ein Blatt Fotopapier für 5 min in die Schwefelsäure (bei Tageslicht), befreien es dann von Säuretropfen, und legen es mit der Fotoschicht nach oben auf eine Glasplatte!
- Legen Sie die Metallprobe mit der Schlißseite auf das Fotopapier! Die Metallprobe darf 5 min lang nicht verschoben werden!
- Heben Sie die Metallprobe ab, spülen Sie das Fotopapier mit Wasser ab, und fixieren Sie es 10 min mit Foto-Fixierlösung!
- Wässern Sie das Fotopapier 30 min, und trocknen Sie es!

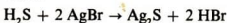
Auswertung

Die Schwefelseigerungen erscheinen auf dem Fotopapier schwarzbraun.

Die Schwefelsäure bildet mit den in der Probe enthaltenen sulfidischen Seigern (Eisen- oder Mangansulfid) Schwefelwasserstoff.



Schwefelwasserstoff reagiert mit dem Silberbromid im Fotopapier zu schwarzbraunem Silber-sulfid.



6.6. Klangprobe und Schleiffunkenprobe

Die Klangprobe und die Schleiffunkenprobe sind in der Werkstatt schnell durchführbare orientierende Proben für Eisenwerkstoffe. Freischwebend aufgehängte Metallstücke geben beim Anschlagen mit einem leichten Hammer einen charakteristischen Klang, der bei einiger Übung zur orientierenden Klassifizierung verschiedener Werkstoffe, aber auch zum Erkennen von Rissen und Fehlern in Werkstücken genutzt werden kann.

Tabelle 34 Ergebnisse von Klangproben


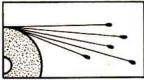

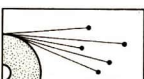
Beschreibung des Klanges	Material
schlichter Metallklang anhaltender, glockenartiger Klang tieferer — höherer Ton tieferer — höherer Ton klirrender Ton	weicher Baustahl Edelstahl weicher Stahl — harter Stahl Temperröhruß — getemperter Guß Risse und lockere Verbindungen

83

▼ Schlagen Sie frei aufgehängte Eisenstücke mit einem leichten Hammer an, und vergleichen Sie den Klang mit den Angaben in Tabelle 34!

Bei der **Schleiffunkenprobe** werden Werkstoffproben unter geringem Druck gegen eine rotierende Schleifscheibe gedrückt. Beim Schleifen bilden sich durch die Erwärmung für die einzelnen Legierungselemente nacheinander verschiedenartige Funkengarben, deren Form und Farbe Hinweise auf die Art und ungefähre Zusammensetzung des Metalls geben (Tab. 35).

Tabelle 35 Ergebnisse von Funkenproben verschiedener Eisenwerkstoffe

Funkenbild	Beschreibung der Erscheinung	Eisenwerkstoff
	Spärliche rote Strahlen mit kugelförmigen Enden und vereinzelten Sternchen	Gußeisen
	Lange strohgelbe Linien, die in Tropfen auslaufen	Baustahl (unlegierter Stahl)
	Hellgelbe Funken, die in Strahlenbüscheln (hellgelbe „Sternchen“) enden	Werkzeugstahl
	Mittellange dunkelrote Strahlen, die in kurze Tropfen oder Sternchen auslaufen	Schnellarbeitsstahl

Die Funkenbilder hängen von der Körnung, der Härte und der Umlaufgeschwindigkeit der Schleifscheibe ab.
(Vergleichsmaterialien verwenden!)

84

▼ Untersuchen Sie verschiedene Eisenwerkstoffe mit der Schleiffunkenprobe, und vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit den Angaben in Tabelle 35!
Achtung! Schutzbrille verwenden!

6.7. Festigkeitsprüfungen

Wichtige mechanisch-technologische Prüfungen für metallische Werkstoffe sind Festigkeits- und Härteprüfungen (→ S. 130).

► **Festigkeit ist der Widerstand, den ein Festkörper einer Formänderung oder Zerstörung durch Einwirkung äußerer Kräfte entgegensetzt.**

Je nach der Wirkung der äußeren Kräfte unterscheidet man zwischen 1. elastischer Formänderung (besteht nur während der Kraftwirkung) und 2. plastischer (bleibende) Formänderung. In der Praxis werden metallische Werkstücke verschiedenartig beansprucht. Man unterscheidet deshalb verschiedene Arten von Festigkeit (→ Tab. 36).

Tabelle 36 Arten der Festigkeit, Beanspruchung der metallischen Körper und Beispiele für die Anwendung

Festigkeitsart	Beanspruchung durch die einwirkende Kraft	Beispiele
Zugfestigkeit	Der Körper wird gedehnt. Der Abstand benachbarter Querschnitte wird vergrößert.	Ketten, Seile, Tragkonstruktionen, Träger
Druckfestigkeit	Der Körper wird verkürzt. Der Abstand benachbarter Querschnitte wird kürzer.	Lager, Lagerschalen, Stempel, Träger
Biegefestigkeit	Der Körper wird gebogen. Dabei werden besonders die Randschichten abwechselnd gestaucht beziehungsweise gestreckt.	Träger, Achsen, Hebel, Wellen, Zapfen, Zähne
Knickfestigkeit	Der Körper wird seitlich ausgebogen.	Pleuelstangen, Säulen, Schubstangen
Torsionsfestigkeit (Verdrehfestigkeit)	Der Körper wird verdreht. Benachbarte Querschnitte werden gegeneinander verdreht.	Wellen
Scherfestigkeit	Ein Teil des Körpers schert ab. Zwei aneinander liegende Querschnitte werden gegeneinander verschoben.	Stifte, Bolzen, Niete, Schrauben, Keile, Achsen

①

Vor dem Einsatz von metallischen Werkstoffen muß eine Vielzahl von Festigkeitsprüfungen durchgeführt werden. Die Festigkeitsprüfungen werden in speziellen Prüfeinrichtungen von Betrieben, in Prüflaboratorien, durchgeführt, in denen für jedes Prüfgerät genaue Anleitungen vorliegen. Festigkeitsprüfungen können durchgeführt werden, in dem man den Verlauf einer Verformung oder Zerstörung einer Werkstoffprobe beobachtet, die sich als Folge des Einwirkens einer von außen an den Körper angreifenden meßbaren Kraft vollzieht. Die Werkstoffproben sind in ihren Ausmaßen genormt (Stäbe, Würfel, Bleche).

Nach der Art der Beanspruchung werden unterschieden: **Statische Festigkeitsprüfungen** (ruhende oder stetig anwachsende Kräfteinwirkung) und **dynamische Prüfverfahren** (schlag- oder stoßweise beziehungsweise schwingende, wechselnde Kräfteinwirkung).

Die Durchführung der Prüfungen ist in der Regel nur bei Vorhandensein entsprechender Geräte, zum Beispiel einer Zug-Druck-Prüfmaschine möglich. ②

In vereinfachter Art können Sie die **Zugfestigkeit** und die **Biegefestigkeit** auch im Kurs prüfen, in dem Sie eine Dehnungsprobe beziehungsweise Biegeprobe durchführen.

Prüfen Sie die Dehnung, die verschiedene Drähte bei bestimmter Spannung erfahren, und stellen Sie die Ergebnisse in einem Spannungs-Dehnungs-Schaubild dar!

Geräte: 4 Drähte aus Stahl, Kupfer, Messing, Aluminium (etwa gleiche Durchmesser), fest an den Tisch zu montierende Stative, Eimer, Wasser, Litermaß, Lineal

Durchführung

1. Befestigen Sie das Ende eines Drahtes an einem Stativ, und führen Sie das lose Ende über eine Rolle, die sich als Lager am zweiten Stativ befindet.
2. Hängen Sie an das lose Ende einen Eimer, so daß der Draht belastet ist!
3. Markieren Sie die Dehnung auf einem hinter dem Draht aufgestelltem Lineal!
4. Belasten Sie den Draht durch Eingießen gemessener Wasservolumen in den Eimer, und markieren Sie die jeweilige Dehnung des Drahtes auf dem Lineal!
Achtung! Führen Sie die Dehnung nicht bis zum Zerreißen des Drahtes durch!

Auswertung

Tragen Sie Dehnung und wirkende Kraft in ein Koordinatensystem ein!

Genauere Werte als durch Experiment 85 gewinnt man mit einer Universalprüfmaschine, in die ein standardisierter Prüfstab eingespannt und langsam steigend stoßfrei belastet wird. Der Stab wird in der Länge gedehnt, schnürt sich ein und zerreißt letztlich (Abb. 52).

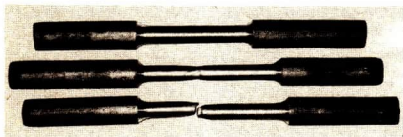


Abb. 52
Stahlproben vor,
während und nach
einer Zug-Prüfung

Die **Biegeprobe** läßt sich in einfacher Weise modellieren.

Überprüfen Sie die Biegefestigkeit eines Bleches oder dicken Drahtes, indem Sie ein Blech oder einen dickeren Draht in einen Schraubstock einspannen und mehrfach mit einem Hammer oder mit der Hand biegen, bis sich im Metall Risse zeigen.

Beim **Faltversuch** auf der Universalprüfmaschine sind der Durchmesser des Biegedorns und der Auflagenabstand des Probestabes festgelegt. Die Darstellung erfolgt in einem Kraft-Durchbiegungs-Diagramm.

-
- ① Ergänzen Sie diese Beispiele aus Ihrem Erfahrungsbereich!
Nennen Sie weitere Beispiele!
 - ② Besichtigen Sie ein Werkstoffprüflaboratorium, in dem Festigkeitsprüfungen von Metallen durchgeführt werden, und informieren Sie sich über die Auswertung dieser Prüfungen!

6.8. Härteprüfungen

Härteprüfungen sind ebenfalls mechanisch-technologische Werkstoffuntersuchungen. Bei den technischen Härtemessungen unterscheidet man je nach Art der Belastung **statische Härteprüfungen** (*Brinell-Härte*, *Vickers-Härte*, *Rockwell-Härte*) und

dynamische Härteprüfungen (*Schlaghärte*, *Shore-Härte*).

Bei den statischen Verfahren (mit ruhender Last) werden standardisierte Prüfkörper mit einer bestimmten Kraft in die Werkstoffprobe eingedrückt. Aus der Größe beziehungsweise Tiefe des Eindrucks werden die Härtewerte ermittelt.

Bis etwa $300 \text{ kp} \cdot \text{mm}^{-2}$ stimmen *Brinell-Härte* und *Vickers-Härte* etwa überein. Zwischen *Brinell-Härte* und Zugfestigkeit (\nearrow S. 128f.) bestehen bei einer Reihe von metallischen Werkstoffen Beziehungen, so daß unter Verwendung von Umrechnungsfaktoren überschlagsmäßig aus der *Brinell-Härte* die Zugfestigkeit berechnet werden kann.

Bei den dynamischen Härteprüfverfahren wird entweder der Prüfkörper aus einer gewissen Entfernung auf die Prüffläche gestoßen (*Rücksprunghärte*) oder durch eine schlagartige Kräfteinwirkung in die Probe eingedrückt.

Bei **Schlaghärteprüfungen** wird mit einem Hammerschlag (*Poldihammer*) ein Prüfkörper (Kugel, Kegel, Pyramide) in die Oberfläche der Probe und gleichzeitig in einen Vergleichsstab bekannter Härte eingedrückt.

Ein Vergleich der Durchmesser der Eindrücke in Probe und Normalstab erlaubt einen Rückschluß auf die Härte.

87



Prüfen Sie die Schlaghärte verschiedener Metallplatten!

Geräte: Metallplatten aus Eisen, Kupfer, Messing, Aluminium, Kugellagerkugel, Hammer

Durchführung

1. Legen Sie die Kugellagerkugel zwischen zwei unterschiedliche Metallplatten, und schlagen Sie auf die obere Platte an der Stelle, an der sich die Kugel darunter befindet, mit dem Hammer auf!
2. Nehmen Sie die Platten auseinander, und vergleichen Sie die Eindrücke!

Auswertung

1. Vergleichen Sie die Eindrücke in den Metallplatten miteinander!
2. Entscheiden Sie, welcher Werkstoff der härtere ist!
3. Versuchen Sie, Ihr Ergebnis durch Ausmessen der Eindrücke zu bestätigen!

Die **Shore-Härteprüfung** wird bei besonders harten Werkstoffen angewendet. Ein kleiner Hammer ($m = 2,5 \text{ g}$) mit abgerundeter Diamantspitze fällt aus bestimmter Höhe ($h = 256 \text{ mm}$) auf ein Prüfstück und springt zurück. Gemessen wird die *Rücksprunghöhe*, die am Gerät direkt abgelesen werden kann. ①

88



Prüfen Sie die Rücksprunghärte der im Experiment 87 verwendeten Metallplatten!

Geräte: 4 Metallplatten (\nearrow Experiment 87), Stativ, Glasrohr ($l = 1500 \text{ mm}$), Lineal, Kugellagerkugel (Durchmesser kleiner als der des Glasrohres)

Durchführung

1. Spannen Sie das Glasrohr senkrecht in das Stativ ein, und setzen Sie die untere Kante auf das Prüfstück! Befestigen Sie am Glasrohr eine bewegliche Papiermarkierung!
2. Lassen Sie die Kugel durch das Rohr herunterfallen, markieren Sie die Rücksprunghöhe!

Auswertung

1. Vergleichen Sie die Rücksprunghöhen der verschiedenen Metallproben miteinander!
2. In welcher Beziehung stehen Härte und Rücksprunghöhe? ②

6.9. Zerstörungsfreie Werkstoffprüfungen

Zerstörungsfreie Werkstoffprüfungen gewinnen zunehmend an Bedeutung, da sie gegenüber den bisher behandelten Verfahren eine Reihe von Vorteilen bieten:

- die Herstellung von gesonderten Probestücken entfällt,
- die Werkstücke verlieren durch die Prüfung nicht ihren Gebrauchswert beziehungsweise werden nicht zerstört,
- es werden auch Fehler erkannt, die in einer Auswahlprobe eventuell nicht vorhanden sind,
- die Prüfung kann in verschiedenen Stufen (von der Herstellung der Metalle bis zur Montage von Fertigerzeugnissen) durchgeführt werden,
- die Verfahren erlauben eine weitgehende Automatisierung in der Durchführung und Auswertung der Prüfung.

Die verschiedenen Verfahren der zerstörungsfreien Prüfung werden bevorzugt zum Erkennen von Oberflächenfehlern und Fehlern im inneren Aufbau (der Struktur) der Werkstoffe, zum Beispiel von Gußfehlern (Lunker, Blasen, Poren), Rissen, Sprüngen, Seigerungen, Schlackeneinschlüssen, unvollständigen Schweißverbindungen, angewendet.

Zum Feststellen von **Oberflächenrissen** bei Werkstoffen werden das Magnetpulververfahren, das Öleindringverfahren und das Farbeindringverfahren angewendet.

Das **Magnetpulververfahren** dient zur Feststellung von Oberflächenrissen in Eisen und Stahl. Das Werkstück wird mit einer Aufschwemmung von Eisenpulver („Magnetpulver“) in Öl oder Petroleum bestrichen und danach magnetisiert. Dabei werden die Feldlinien sichtbar. An den Störstellen sind Anhäufungen oder Ablenkungen der Feldlinien festzustellen (↗ PhiÜb, S. 131).

Beim **elektro-induktiven Verfahren**, das eine Verfeinerung des Magnetpulververfahrens darstellt, wird der Prüfkörper in das magnetische Feld einer von Wechselstrom durchflossenen Spule gebracht (↗ PhiÜb, S. 130).

Beim **Öleindringverfahren** wird das Werkstück etwa 10 min in heißes Öl getaucht, das in vorhandene Risse eindringt. Nach dem Herausnehmen und Säubern tritt beim Abkühlen das eingedrungene Öl an den Rissen deutlich aus.

Beim **Farbeindringverfahren** wird die mit Benzin von Öl und Fett gereinigte Oberfläche mit einem roten Farbstoff bestrichen. Nach einer Einwirkzeit von 10 min wird die Oberfläche abgewischt und ein weißes Kontrastmittel aufgetragen. Die Lösungsmittel verdunsten, und die Risse zeichnen sich rot auf der weißen Oberfläche ab.

89

Versuchen Sie, die Risse eines rissehaltigen Werkstoffs nach dem Farbeindringverfahren darzustellen!

Zur Ermittlung von Fehlern im Innern von Werkstücken werden **Durchstrahlungsverfahren** eingesetzt, die auf dem Durchdringen metallischer Werkstoffe durch Röntgenstrahlen, radioaktive Strahlen oder Ultraschall beruhen. Bei allen diesen Verfahren können sowohl das Vorhandensein als auch die räumliche Lage der Fehler ermittelt werden.

Bei der **Röntgen-Defektoskopie** nutzt man die Eigenschaft der Röntgenstrahlen (↗ PhiÜb, S. 212), alle Werkstoffe zu durchdringen. Das Durchdringen nimmt mit zunehmender Dicke der Probe und zunehmender Ordnungszahl der beteiligten Elemente ab.

-
- ① Nennen Sie Ihnen bekannte besonders harte Werkstoffe!
 - ② Informieren Sie sich, wo in Ihrer Umgebung Härteprüfungen an metallischen Werkstoffen durchgeführt werden, und lassen Sie sich die Handhabung der Prüfgeräte sowie die Auswertung der Ergebnisse der Prüfungen erklären!

Bei der Prüfung wird das Werkstück in den Strahlengang einer Röntgenröhre (Strahlenquelle) gebracht. Das Röntgenbild kann wie in der Medizin auf einem Bildschirm beobachtet werden (besonders für Serienuntersuchungen geeignet), oder es wird fotografisch aufgenommen. Je nach dem Widerstand, den das Werkstück den Röntgenstrahlen entgegensetzt, wird der Film unterschiedlich geschwärzt. Fehler (Defekte) machen sich durch stärkere oder schwächere Abweichungen in der Schwärzung bemerkbar.

Die **Gamma-Defektoskopie** ist das hauptsächlich in der Metallurgie und Metallverarbeitung angewandte Durchstrahlungsverfahren, das nach dem gleichen Prinzip, jedoch mit radioaktiven Stoffen (γ -Strahler, S. 227) als Strahlungsquelle arbeitet. Es kommen als γ -Strahler vor allem die Isotope Kobalt-60, Zäsium-137 und Iridium-192 zum Einsatz, seltener der γ -Strahler Krypton-85, der für Prüfungen sehr dünner Schichten verwendet wird. Die Isotopenverfahren bieten gegenüber der Arbeit mit Röntgenstrahlen einige Vorteile:

- Unabhängigkeit von der Spannungsquelle,
- Möglichkeit der Prüfung dickerer Werkstücke,
- die Prüfgeräte sind kleiner,
- die strahlenden Präparate können in strahlensicheren Containern auch an schwer zugänglichen Stellen von Werkstücken angebracht werden,
- die sehr kleinen Präparate lassen sich in Hohlräume einführen, die mit Röntgenapparaten nicht zugänglich sind.

Nachteilig wirken sich jedoch die wegen der geringeren Strahlungsintensität längeren Belichtungszeiten aus.

Bei **Ultraschallverfahren** wird mit Schallwellen von Frequenzen von 1 ... 10 MHz gearbeitet. Sie werden dort wirtschaftlich eingesetzt, wo sehr große und starkwandige Konstruktionen geprüft werden müssen. ①

In homogenen Metallen ist die Schallgeschwindigkeit groß und die Schalldurchlässigkeit sehr hoch.

Beim **Durchstrahlungsverfahren** wird das Werkstück zwischen einen Schallgeber und einen Schallempfänger eingespannt. Werkstofffehler vermindern die Intensität des vom Sender ausgestrahlten Ultraschalls, so daß an den betreffenden Stellen „Schallschatten“ auftreten, die im Empfänger gemessen werden (Abb. 53).

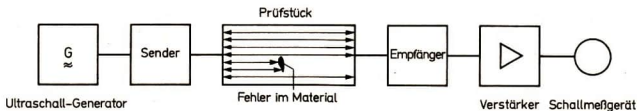


Abb. 53 Durchstrahlungsverfahren

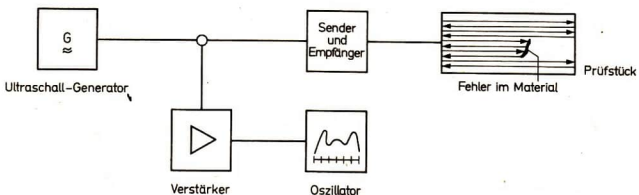


Abb. 54 Impuls-Echo-Verfahren

Beim **Impuls-Echo-Verfahren** werden vom Sender keine konstanten Schwingungen, sondern Schallimpulse abgegeben. Diese werden von der Rückseite des Werkstückes reflektiert und vom Gerät wieder aufgenommen.

Ein homogen aufgebautes Werkstück zeigt regelmäßig wiederkehrende Impulse, die auf einem Bildschirm (Oszillographen) aufgezeichnet werden können. Risse, Lunker und andere Fehler reflektieren die Impulse ebenfalls und führen durch abweichende Reflektion zu Überlagerungen in den Aufzeichnungen des Oszillographen (Abb. 54).

Aufgaben

In der DDR fallen aus gasförmigen, flüssigen und festen Abprodukten der Produktion und des gesellschaftlichen und individuellen Verbrauchs zur Zeit 400 bisher ungenutzte Sekundärrohstoffe an. Bisher steht der Metallschrott in der Reihe der bereits wiederverwendeten Stoffe an erster Stelle. Aber auch der Metallschrott wird noch nicht restlos erfaßt und wiederverwendet.

1. Welche Gegenstände würden Sie zu Kleinschrott zählen, der bisher bei der Erfassung noch oft unbeachtet bleibt und der Volkswirtschaft verlorengeht?
2. Welche Maßnahmen schlagen Sie vor, um die Erfassung von Kleinschrott in Ihrem Wohnort zu verbessern?
3. Welche Vorbereitungen müssen vor der Ablieferung nicht mehr verwendbarer Maschinen an die Schrotterfassungstellen getroffen werden?

Auf den Schrottsammelplätzen fällt Eisenschrott aller Stahlmarken und Gußeisensorten an. Der Schrott ist unsortiert. Das erschwert die Wiederverwertung des Schrotts. Zum Beispiel muß Stahlschrott von Gußeisenschrott getrennt werden. Die Entscheidung, welcher Stoff Gußeisen und welcher Stahl ist, wäre relativ leicht möglich, wenn man den unterschiedlichen Kohlenstoffgehalt einfach ermitteln könnte.

Entwickeln Sie eine Möglichkeit der experimentellen Prüfung des Kohlenstoffgehalts von Eisenschrott!

① In welchem Frequenzbereich kann das menschliche Ohr Schallwellen wahrnehmen? (A PhiÜb, S. 202)

Literaturverzeichnis

- [1] Autorenkollektiv: Kleine Enzyklopädie-Technik. VEB Bibliografisches Institut Leipzig, Leipzig 1980.
- [2] Baer, H. W.: Biologische Versuche im Unterricht. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1976.
- [3] Autorenkollektiv: Lehrbuch Biologie Klasse 8. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1981.
- [4] Autorenkollektiv: Brockhaus-ABC Biologie. VEB F. A. Brockhaus Verlag, Leipzig 1967.
- [5] Poller, S.: Chemie auf dem Wege ins 3. Jahrtausend. Urania Verlag, Leipzig 1977 (S. 16, S. 179 Abb. 1/1).
- [6] Direktive des X. Parteitages der SED zum Fünfjahrplan für die Entwicklung der Volkswirtschaft der DDR in den Jahren 1981 bis 1985. Dietz Verlag, Berlin 1981.
- [7] Bericht des ZK der SED an den X. Parteitag der SED, Dietz Verlag, Berlin 1981.
- [8] Autorenkollektiv: Laborkunde für Chemiefacharbeiter und Laboranten. Bd. II. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1955.
- [9] Autorenkollektiv: Werkstoffkunde für Metallberufe. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1957 (S. 118, Abb. 18.2.).
- [10] Wosnizok, W.: Werkstoffe — kurz und übersichtlich. VEB Deutscher Grundstoffverlag, Leipzig 1975 (S. 21).
- [11] Beckert, M.: Welt der Metalle. VEB Fachbuchverlag, Leipzig 1977 (S. 21).
- [12] Autorenkollektiv: Brockhaus-ABC Chemie. VEB F. A. Brockhaus Verlag Leipzig, Leipzig 1969.
- [13] Plötzner, W.: Probleme und Aufgaben des Fachverbandes Chemische Technik der Kammer der Technik zu dem Problembereich „Korrosion, Werkstoffeinsatz und Korrosionsschutz“. In: Chemische Technik 31 (1979) H. 3, S. 110ff.
- [14] Riedel, W.: Zuerst knabbert's an den Kanten. In: Der Deutsche Straßenverkehr, 1980, H. 6, S. 20.
- [15] Schwabe, K.: Korrosion und Umweltschutz. Interview. In: Spektrum 10 (1979) H. 11, S. 12ff.
- [16] Laube, R.: Metallurgie. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1974.
- [17] Heinz, Pusch, Krempe: Technische Stoffe. VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1975 (S. 135).
- [18] Sattler, J., Ziemann, J.: Die Chemie des Wassers. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1987.
- [19] Autorenkollektiv: Tabellenbuch Chemie. Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1966.
- [20] Autorenkollektiv: Werkstoffe mit Zukunft. Urania Verlag, Leipzig 1977.
- [21] Dia-Fundus: Korrosionsschutz
- [22] Merkel, M., Thomas, K. H.: Technische Stoffe. VEB Fachbuchverlag Leipzig, 2. Auflage 1984.
- [23] ZRL: Z-Folie 35 . . . „Erscheinungsformen der elektrochemischen Korrosion“ (1985).
- [24] Winkler, Heiner: Welt-Ressourcen. Urania-Verlag Leipzig—Jena—Berlin 1983.

Register

- Abprodukte 16
Agglomerisieren 29
Aloxidieren 110
Aluminium 9 96f. 116f.
Aluminothermisches Verfahren 36
Amalgam 88
Anreichern 30f.
Aufblasverfahren 14
Austauschwerkstoffe 16
- Backenbrecher 28
Baustahl 54
Bauxit 24 40
Bessemer-Verfahren 50
Biegefestigkeit 129
Blei 9 113
Blei-Akkumulator 100
Bleierze 15 25f. 41
Blei-Ionen 119
Blenden 22
Boraxperle 114
Brechen, Brecher 28
Brikkettieren 29
Bronzezeit 22
- Daniell-Element 89
Defektoskopie 131f.
Duralumin 48 117
Durchstrahlverfahren 132
- Edelmetall, Feingehalt 47
Eisen 9 118 122
Eisenerze 15 24f.
Eisenkarbid 50
Eisenzeit 22
Elektrochemie 74f.
Elektrochemische Fällung 85
Elektrochemische Spannungsreihe 84
Elektrodenpotential 80f.
Elektrogravimetrie 122
Elektrolyse 91
Elektrolysezelle 91
- Elektrolyt 76 78f.
Elektrolytmetalle 42
Elektron 44
Elektrostahlverfahren 51
Erstarrungsdiagramm 45
Erstarrungstemperatur 45
Erze 15 22 28
—, Aufbereitung 28
—, karbonatische 22 25
—, oxidische 22 24
—, sulfidische 22 25 37
—, Vorkommen 15
Eutektikum 46f.
- Fällungsreaktionen 120f.
Farbreaktionen 118f.
Festigkeit von Metallen 63 128f.
Flammenzonen der Brenner 115
Flotation 30f.
Frischen 50
- Galvanische Elemente 82 89
Gefüge 125
Glanze 22
Glanz von Metallen 61
Gold 21 44 87
Grauguß 50
Gravimetrie 122
Gußeisen 49
Gußwerkstoffe 53
- Halbzeuge 10 52 55
Haltezeit 45
Hartlot 46
Härte von Metallen 23 63 130
Härte von Mineralien 23 24
Härten von Stahl 52
Härteskala nach Mohs 24
Herdfrischverfahren 51
Hochofenprozeß 39
- Impuls-Echo-Verfahren 133
Intensivierung 14
- Kadmium 86
Kiese 22
Klangprobe 126f.
Kokille 52
Komplexometrie 124
Kontaktkorrosionselement 104f.
Korrosion 103f.
Korrosions-element 104 112
—erscheinung 103
—schutz 107f.
—ursachen 103
—verluste 103 106
Kupfer 9 25 86
Kupfererze 15 24f. 42
Kupferschiefer 25
- LD-Verfahren 51
Leclanché-Element 99
Legierung 8 43 48 54
Leitfähigkeit 75f.
—, elektrische 60 75
—, für Wärme 58
Leuchtprobe 117
Löten 46
Lötrohrprobe 113
Lokalelement 103f.
- Magnetscheider 30
Mangan 115 118f.
Manganerze 24
Manganometrie 122f.
Maßanalyse 123
Messing 8 51
Metalle 9 23 39 57
Metallgefüge 125
Metallische Überzüge 108
Metall-Kationen 64
Metallografie 125
Metallurgie 10 13
Meteoreisen 22
Mikroelektronik 13
Mischkristalle 44
Mohs'sche Härte 24
Molarität 123

- Nichtmetallische Überzüge 109
 Nickel 118 120
 Nickelerze 15
 Nickelin 44

 Pelletisieren 29
 Phosphorsalzperle 114
 Plasmaofen 51
 Pochwerk 28
 Potentialdifferenz 81
 Primärelement 98f.
 Primärrohstoff 16
 Prüfverfahren für Werkstoffe 112 131
 Pulvermetallurgie 14f.

 Raffination 95
 Reaktionen der Metalle 64ff.
 Redoxreaktion 34f.
 Reinmetall 8
 Reinstmetall 8
 Rennverfahren 39 55
 RGW-Warenaustausch 18f.
 Rinmanns Grün 116
 Roheisen 49
 Rohstoffe 15 18f.
 Rosten 31 33f. 37

 Sauerstoffaufblasverfahren 51
 Schleiffunkenprobe 127

 Schmelzdiagramm 45
 Schmelzflußelektrolyse 96
 Schmelztemperatur 45
 Schutzanode 111
 Schutzschichten 110
 Schwimmaufbereitung 30
 Seigern 42
 Sekundärelement 98 99
 Sekundärrohstoffe 16
 Sieben 28
 Siemens-Martin-Verfahren 51
 Silber 43 44 87
 Sintern 29
 Spaltbarkeit 27
 Spannungsquellen 98
 Spannungsreihe 84
 Spate 22
 Spektralanalyse 124
 Stahl 50 53
 Stahl- und Walzwerke 11f.
 Standardelektrodenpotential 84
 Standard-Wasserstoffelektrode 83
 Stoffmengenkonzentration 123
 Strichprobe 26f.

 Thenards Blau 116
 Thermische Zersetzung 31f.
 Thomas-Verfahren 50
 Titration 123

 Tonerde 23 41
 Trockenelement 99

 Überzüge, metallische 108
 —, nichtmetallische 109
 Ultraschallverfahren 132

 Verformbarkeit 62
 Vergütung von Stahl 52
 Verhüttung 28 39f.
 — des Bauxits 40
 — der Bleierze 41
 — der Eisenerze 39
 — der Kupfererze 39
 — der Zinkerze 42
 — der Zinnerze 42
 Volumetrie 123

 Wälzverfahren 42
 Wärmeleitfähigkeit 58
 Wassermolekül 79
 Weichlote 44 46

 Zellspannung 90
 Zementation 86
 Zerkleinern 28
 Zink 9 26 42 116
 Zinkerze 15 24f. 42
 Zinn 117 119
 Zinnerze 15 24 42
 Zugfestigkeit 129

Technologischer Ablauf der Herstellung von Aluminium aus Bauxit

