

Zeitschrift für angewandte Chemie

Band I, S. 201—204

Aufsatzteil

24. August 1920

Verhalten der Alkalichloride in konzentrierten Lösungen bei fortdauernder Verdampfung in Gegenwart von Alkalihydroxyden.

(Vorläufige Mitteilung.)

Von Dr. Ch. CHOROWER, Flix (Tarragona) Spanien.

(Eingeg. 6.7. 1920.)

Außer den Kalirohsalzen, die als Hauptquelle für die Kaligewinnung dienen, wird auch Schlempkekohle (spanisch „Salinos“) für denselben Zweck verwendet.

Die Zusammensetzung der Schlempkekohle, die bekanntlich sehr verschieden ist, hat bei dem an uns gelieferten Produkt im Mittel:

K ₂ CO ₃	38,75%
K ₂ SO ₄	6,98%
KCl	10,06%
K ₂ S	1,18%
NaCl	10,89%
H ₂ O	2,15%
Unlöslich in Wasser	30,54%
	100,55%

Für die Aufarbeitung der Schlempkekohle existieren mehrere Verfahren. Durch Auslaugen, darauffolgendes Konzentrieren, Abheben und forschreitendes Abdampfen und Krystallisieren gewinnt Greif! aus der Schlempkekohle 95% igc Pottasche, schwefelsaures Kalium, Chlorkalium und Natriumcarbonat. In unserem Werk gestaltet sich jedoch die Aufarbeitung der Asche auf ganz anderem Wege. Die Salinos werden zunächst mit Kalk und Bariumoxyd kaustifiziert. Aus der kaustifizierten Lauge werden dann weiter im Betrieb durch chemische Umsetzungen Kalisalze gewonnen.

Es sollte nun das Verhalten von Kalium- und Natriumchlorid in dieser kaustifizierten Lauge bei konstantem Abdampfen während des Kochens erforscht werden.

Über die Löslichkeit der Alkalichloride in Wasser wissen wir, daß diese beim Natriumchlorid mit der Temperatur nur wenig steigt, während Kaliumchlorid in der Hitze bedeutend löslicher als in der Kälte ist. Außerdem ist die Löslichkeit von NaCl bei niedriger Temperatur (bis 20°) höher als die von KCl.

100 Teile Wasser lösen:

bei 20° 36,0 T. NaCl; 34,7 T. KCl,

bei 100° 39,6 T. NaCl; 56,5 T. KCl,

bei 109° 40,7 T. NaCl; 57,4 T. KCl (Karsten, Gerlach).

Für den Bodenkörper beider Chloride zugleich ist die Aufnahmefähigkeit des Wassers nach Precht wie folgt:

bei 20° 29,2 NaCl 14,7 KCl,

bei 100° 25,7 NaCl 35,9 KCl.

Bei hoher Temperatur ist somit das Löslichkeitsvermögen von KCl 1,4 mal so hoch, wie das von NaCl. Auf diesem Unterschied beruht die Trennung der Kalium- von Natriumsalzen in der Technik. Denn die bei 100° gesättigte Lösung enthält weniger NaCl (25,7) als es dem Sättigungspunkt (29,2) bei niedriger Temperatur entspricht. Es kann somit in der Hauptsache nur KCl auskrystallisieren.

In unserem Fall jedoch muß auch die Gegenwart der Hydroxylionen berücksichtigt werden.

Winteler (Z. f. Elektrochemie 1900, 360) hat die Löslichkeit der Chloralkalien in Ätzalkalien bei 20° bestimmt, wobei er feststellte, daß die Löslichkeit der Chloride mit der steigenden Menge des Hydroxyds rasch abnimmt.

So fand er:

Die Löslichkeit von KCl bei 10 g KOH im l zu 293 g

„ „ „ NaCl bei 10 g NaOH im l zu 308 g

„ „ „ KCl bei 640 g KOH im l zu 17 g

„ „ „ NaCl bei 640 g NaOH im l zu 18 g

„ „ „ KCl bei 850 g KOH im l zu 9 g

¹⁾ Chem.-Ztg. 1890, II, 1440, 1504, 1537.

Zum Studium gelangte eine Lauge von folgender Zusammensetzung in Gewichtsprozenten:

Cl	3,559%	Na	0,933%
OH	0,9278%	S	0,0594%
K	4,792%	SO ₄	0,0321%
		CO ₃	0,0705%

Die Flüssigkeit wurde in einem 4 l fassenden Eisentopf auf direktem Feuer abgedampft, unter periodischem Ersatz der abgedampften Menge durch frische Lauge. Von Zeit zu Zeit wurde die abgeschiedene Salzmengen teilweise entfernt, abgenutzt und die Lauge in das Abdampfgefäß zurückgegossen.

Hat die Salzabscheidung in großen Mengen aufgehört, so wurde der Siedepunkt abgelesen, und die Probe sofort entnommen.

Zur Probeentnahme diente ein in bei- folgender Zeichnung angegebenes, in die heiße Lösung tauchendes Gay-Lussac-Pyknometer, auf dessen Hals ein kurzer, beiderscits offener Glaszyylinder mittels Gummischlauch dicht befestigt war. Zum Hals des Pyknometers führte ein in der Mitte des Zylinders ebenfalls durch Gummi befestigtes, mit Asbestfilter versehenes Trichterchen. Der kurze Glaszyylinder ist seitlich mit einem engen langen Röhrchen versehen, um die Verbindung mit der Luft herzustellen, oder um die heiße Lauge durch den Asbestfilter in das Pyknometer hineinzusaugen.

Nach Füllen mit der kochenden abfiltrierten Lauge wurde das Pyknometer rasch mit seinem eingeschliffenen Stöpsel geschlossen, abgekühlt und das spez. Gew. bestimmt. Daraufhin wurde die Lauge samt dem bei der Abkühlung abgeschiedenen Salz in einen Meßkolben gebracht, bis zur Marke gefüllt und davon ein aliquoter Teil analysiert. Die erste Analyse wurde mit der Lauge vom Siedepunkt 110° begonnen.

Im nachstehenden werden die Resultate von sechs aufeinanderfolgenden Versuchen, beim konstanten Abdampfen der Lauge, unter Salzentfernung, wiedergegeben.

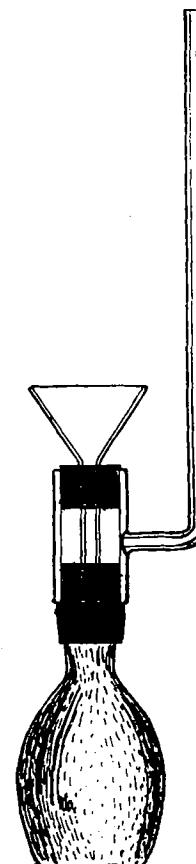


Tabelle 1.

Versuch	Menge zur Abdampfung angewandten Lösung in l	Siedepunkt	Spez. Gew.	Bezogen auf 100 g der Lösung				
				Cl	OH	CO ₃	K	Na
I	15	110°	1,295	12,58	3,873	0,150	17,13	3,830 4,472
II	20	111°	1,306	11,82	4,165	0,381	17,41	4,078 4,270
III	25	112°	1,327	10,15	6,029	0,471	17,41	5,788 3,008
IV	35	115°	1,353	8,349	7,310	0,885	16,75	7,124 2,356
V	41	116°	1,361	8,005	7,855	0,918	16,66	7,589 2,195
VI	48	118°	1,370	7,661	8,399	0,948	16,67	7,959 2,094

Wie aus dieser Tabelle hervorgeht, bilden alle physikalischen wie chemischen Größen, mit Ausnahme von Kalium, eine Funktion der abgedampften Flüssigkeitsmenge oder der Konzentration derselben. Während jedoch die OH-, CO₃- und Na-Ionen mit Steigen der abgedampften Flüssigkeitsmengen in die Höhe gehen, befinden sich die Cl-Ionen in einem andauernden Fallen.

Hingegen nehmen die Kaliumionen eine besondere Stellung ein, indem sie während der ganzen Abdampfungszeit einen beinahe konstanten Wert (etwa 17) behalten. Es ist ohne weiteres ersichtlich, daß dieser konstante Kaliumwert erst mit Absättigung der Lösung beginnt, die bei etwa 109° eintritt. Denn geht man von einer verdünnten Lösung aus, so werden bis zum Sättigungspunkt nicht nur die Kaliumionen, sondern sogar die Chlorionen einer aufsteigenden Kurve folgen.

Aus den gefundenen Ionenwerten auf die molekularen Zusammensetzungen der jeweiligen Lösung zu schließen, ist nicht möglich.

Versucht man z. B., die negativen Ionen proportionell der gegenseitigen Prozentualverhältnisse der Kalium- und Natriumäquivalente zu verteilen, so gewinnt man folgendes Bild:

Tabelle 2.

Versuch	I	II	III	IV	V	VI
NaCl	5,713	5,549	6,044	5,778	5,762	5,661
NaOH	2,511	2,792	5,125	7,221	8,072	8,859
Na ₂ CO ₃	0,073	0,192	0,301	0,656	0,708	0,751
KCl	19,180	17,790	13,650	10,200	9,497	8,901
KOH	9,270	9,840	12,730	14,020	14,620	15,320
K ₂ CO ₃	0,251	0,629	0,694	1,184	1,194	1,207

Man müßte aus dieser Rechnungsart folgen, daß das Unterdrücken der Chlorionen nur auf Kosten der Kaliumsalze geschehe, während das Natriumchlorid eine konstante Konzentration (von etwa 5,7) behalte.

Dieses Resultat röhrt aber einfach von der Anwendung der Proportionalität, bei Verteilung der negativen Ionen unter Natrium und Kalium, her. Infolge des Steigens der Natriumionen und gleichzeitigen Fällens der Chlorionen wird das Natrium beim nächsten Versuch, auf Grund des höher gewordenen Proportionalitätsfaktors, auch einen entsprechend höheren Teil der inzwischen verminderten Chlorionenmenge für sich in Anspruch nehmen. Andere übliche Rechnungsarten mit willkürlicher Verteilung der negativen Ionen führen zu weit unlogischeren und undenkbareren Vorgängen.

Also, wie schon erwähnt, können wir uns auf rechnerischem Wege kein Bild über die gegenseitige Verbindungsart der Ionen in der Lösung machen. Es gibt jedoch, wie wir weiter unten sehen werden, andere Anhaltspunkte, die zur Annahme einer beständigen Chlor-natriummenge in der Lösung führen.

Allerdings sind Fälle bekannt, bei welchen Kalium- und Natriumchlorid, unter sonst gleichen Bedingungen, in Gegenwart eines dritten Körpers, ein verschiedenes Verhalten zeigen, indem Natriumchlorid einen konstanten Wert behält, während Kaliumchlorid in seiner Konzentration mit der Temperatur steigt. So fanden z. B. C. Marie und R. Marquis²⁾ für die Löslichkeit von Natriumchlorid in einer Natriumsulfatlösung zwischen 14,8 und 34,3% einen praktisch konstanten Wert von 23,3—23,68 g. Ebenfalls ist nach Feit und Przibylla³⁾ die Löslichkeit von NaCl in einer MgCl₂-Lösung bei verschiedenen Temperaturen konstant, während die von KCl mit der Temperatur steigt. Beispielsweise sind bei 190—290 g MgCl₂ die Löslichkeitsverhältnisse der Chloride zwischen 15 und 90° wie folgt:

Bei 190 g MgCl₂ steigt die Löslichkeit von KCl von 68 auf 162 g,
,, 190 „ „ bleibt „ „ „ NaCl konstant: 87 g,
,, 290 „ „ steigt „ „ „ KCl von 43 auf 114 g,
,, 290 „ „ „ „ „ „ NaCl nur sehr wenig: von 32 auf 42 g.

Diese Fälle stellen jedoch wiederum nur ein Analogon der bereits erwähnten Löslichkeitsbeziehungen beider Chloride reinem Wasser gegenüber vor, in dem ebenfalls Natriumchlorid seine Konzentration mit der Temperatur nur wenig ändert, während die Löslichkeit von Kaliumchlorid merkbar steigt.

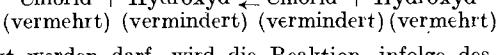
In unserem Falle handelt es sich jedoch nicht nur um dieselbe Erscheinung, d. h. um die Beständigkeit der Natriumchloridkonzentration, sondern um ein entgegengesetztes Phänomen, nämlich um die stetige Verminderung der Kaliumchloridkonzentration.

An Hand der allgemeinen für Salzlösungen aufgestellten physikalisch-chemischen Gesetze, läßt sich ein tieferer Einblick in die beim Verdampfen unserer Lauge stattfindenden Vorgänge gewinnen.

Das intensive Verdrängen der Chloride in unserem Fall beruht nicht nur auf dem Einfluß gleichioniger Elektrolyte, sondern hauptsächlich auf dem Unterschied des Löslichkeitsvermögens, welches beim Hydroxyd bedeutend höher als beim Chlorid ist.

Ist der Lösungsdruck L des Chlorids = M · Cl, und werden vom Hydroxyd durch Konzentrieren des letzteren andauernd neue M-Ionen in die Lösung geschickt, so muß im Produkt M · Cl die Menge der Chlorionen abnehmen, damit L konstant bleibt, d. h., es fällt Chlorid andauernd aus.

Im vorliegenden Lösungssystem, welches etwa durch das Schema:



ausgedrückt werden darf, wird die Reaktion, infolge des höheren Lösungsdruckes des Hydroxyds, immer unter Verminderung der Chloridmenge nach rechts verschoben.

Gleichgewicht tritt erst dann ein, wenn:

$$\frac{\text{Konz. Na}}{\text{Konz. OH}} = \text{Konstant}$$

²⁾ Chem. Zentralbl. 1903, Band I, 949.

³⁾ W. Michelis und Przibylla, Die Kalirohsalze 1916, S. 106.

ist, d. h. wenn das Verhältnis der Konzentrationen der Natrium- und Hydroxylionen⁴⁾ eine konstante Größe erreicht, was auch aus der folgenden Übersicht der vorhin gewonnenen Resultate zu entnehmen ist.

Tabelle 3.

Versuch	Na	OH	Na/OH	OH/Na
I	3,830	3,873	0,9889	1,011
II	4,078	4,165	0,9791	1,021
III	5,788	6,029	0,9600	1,042
IV	7,124	7,310	0,9746	1,026
V	7,589	7,855	0,9661	1,035
VI	7,959	8,399	0,9476	1,055

So gut uns der oben experimentell gefundene Ausdruck:

$$\frac{\text{Konz. Na}}{\text{Konz. OH}} = \text{Konstant}$$

Erklärung für das Steigen der Natriumionen gibt, so ist er nicht imstande, für das verschiedene Verhalten der Kaliumionen Rechenschaft zu geben. Denn es ist doch nicht einzusehen — warum auch nicht die Kaliumionen dem Ansteigen der Hydroxylionen folgen sollen.

Besser läßt sich die Frage über das verschiedene Verhalten beider Metallionen im Lichte der Phasenlehre diskutieren.

Der Einfachheit halber wollen wir alle in der Lösung nebeneinander auftretenden Verbindungen (Salze wie Basen) zusammenfassen unter dem gemeinsamen Begriff „Gesamtsalz“.

In Gegenwart des Bodenkörpers stellt die siedende Lauge mit drei Phasen (festes Salz, Lösung und Dampf) und zwei Bestandteilen (Gesamtsalz und Wasser) ein System vor, in dem ein vollständiges heterogenes Gleichgewicht mit einem Freiheitsgrad herrscht. Weiteres Abdampfen führt nur zur Vermehrung des Bodenkörpers. Die Lösungsphase aber, die ihre molekulare Zusammensetzung infolge des chemischen Angriffes der Hydroxylionen von Moment zu Moment ändert, behält jedoch ihren Sättigungszustand unverändert. Davon überzeugt uns der beinahe gleiche Gewichtsbetrag (etwa 16) der Anionensumme, wobei Cl + OH = Konstant ist, wie durch folgende Tabelle illustriert wird.

Tabelle 4.

Versuch	Siedepunkt	Cl	OH	Summe	Produkt
I	110°	12,580	3,873	16,453	48,72
II	111°	11,820	4,165	15,985	49,23
III	112°	10,150	6,029	16,179	61,20
IV	115°	8,349	7,310	15,659	61,03
V	116°	8,005	7,855	15,860	62,88
VI	118°	7,661	8,399	16,060	64,35

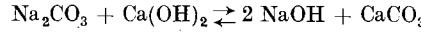
Vom Versuch III ab scheint auch der Dissoziationsdruck der Salze der Massenwirkung nach:

$$\frac{\text{Cl} \cdot \text{OH}}{\text{Chlorid} \cdot \text{Hydroxyd}} = \text{Konstant}$$

eine konstante Höhe erreicht zu haben, indem das Produkt der Anionen (Cl · OH) einen relativ beständigen Wert (61—64) einnimmt. Der andauernde Ersatz der schweren Chloräquivalente durch dasselbe Gewicht der leichteren Hydroxyläquivalente muß selbstverständlich eine Gewichtszunahme der Kationen zur Folge haben, was durch das Steigen der Natriumionen bewerkstelligt wird.

Warum aber gerade das Natrium und nicht das Kalium steigt, wird eben aus der Massenwirkung und Phasenregel ersichtlich.

⁴⁾ Beim Vermischen von Verbindungen, deren Umsetzungen nicht wie bei uns zu denselben, sondern zu neuen Produkten führen, z. B.:

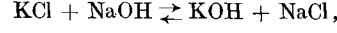


wird bekanntlich das Gleichgewicht durch das Verhältnis der Anionenkonzentrationen

$$\frac{(\text{OH})^2}{\text{CO}_3} = \text{Konstant}$$

geregelt.

Bei Zerlegung der Vorgänge kann man sich auch in unserem Fall die Bildung neuer Produkte vorstellen, z. B.:



bei welcher Reaktion das Gleichgewicht ebenfalls durch das Verhältnis der Konzentration der Anionen

$$\frac{\text{Konz. OH}}{\text{Konz. Cl}} = \text{K}$$

ausgedrückt wird. Doch wäre eine derartige Vorstellung für das Endresultat ohne Belang.

Zerlegt man das System, indem man die Kalium- und Natriumverbindungen gesondert für sich betrachtet, so gewinnt man folgendes Bild.

Geht man von einer verdünnten Lauge aus, so steigen beim Abdampfen die Kaliumionen nur so lange, bis der Sättigungspunkt in bezug auf dieselben erreicht ist. Von da ab ist das Gleichgewicht hergestellt, wobei die aktive Masse der Kaliumionen auch bei weiterer Verdampfung der Lösung konstant bleibt und etwa 17 g beträgt. In jedem Moment verschwinden aus der Lösung ebensoviel Kaliumionen in Form von Kaliumchlorid, als neue Kaliumionen durch Vermehrung des Kaliumhydroxyds in die Lösung geschickt werden. Das Wachsen der Kaliumionen hat tatsächlich aufgehört, und wir haben vor uns ein vollständiges heterogenes Gleichgewicht, in welchem der Druck der Kaliumionen von den jeweiligen Gewichtsmengen des Hydroxyds und Chlorids unabhängig ist.

Da das Gewicht der Kaliumionen konstant bleibt, so kann die Vermehrung von Kaliumhydroxyd nur unter Verschwinden des Kaliumchlorids stattfinden. Es wird also in der gesättigten Lösung die Kaliumchloridkonzentration, sowie dessen sich abscheidende Menge, von Moment zu Moment geringer, weil neben dem physikalischen Moment (Abscheiden von festem Salz bei Verdampfen einer gesättigten Lösung) zugleich auch ein chemisches Moment (Eingreifen der Hydroxylionen unter Verdrängen des Chlors) einherläuft.

Anders verhält sich die Sache bei den Natriumverbindungen. Da das Natrium im konstanten Steigen sich befindet, so muß auf den ungesättigten Zustand der Lösung in bezug auf die aktive Masse der Natriumionen geschlossen werden.

Das System ist somit unvollständig heterogen, wobei die Lösungsphase bei weiterem Abdampfen ihre Konzentration durch Anreicherung nicht nur an Hydroxyl, sondern auch an Natriumionen dauernd erhöht. Aus demselben Grunde, daß die aktiven Massen der Natriumionen von ihrem den gegebenen Bedingungen entsprechenden Maximalpunkt entfernt sind, wird das Ansteigen von Natriumhydroxyd unbekümmert um das anwesende Natriumchlorid vor sich gehen; d. h. das Verdrängen des Chlorids durch chemische Wirkung fällt hier weg. Es bleibt nur noch das physikalische Moment, nämlich das Ausscheiden von Natriumchlorid im vereinigten Kalium-Natriumsystem, bei dem die gesamte Lösungsphase, wie wir vorhin gesehen haben, gesättigt ist. In diesem System wird die partielle Lösungsphase des Natriumchlorids immer dieselbe Konzentration behalten und dasselbe, der abgedampften Wassermenge entsprechende Salzquantum abscheiden.

(Damit steht das in Tabelle 2 auf rechnerischem Wege entworfene Bild über die molekulare Zusammensetzung der abgedampften Lösungen, sowie über das Fallen der Kaliumchlorid- und Aufrechterhalten der Natriumchloridkonzentration, wenn auch nicht gerade in den da angegebenen Mengen, mit der entwickelten chemisch-physikalischen Theorie zufällig im Einklang.)

Erst wenn die Natriumionenmengen ihr Maximum erreicht haben, wird vermutlich Natriumchlorid dem Angriff der Hydroxylionen gegenüber dieselbe Stellung wie das Kaliumchlorid einnehmen. Von da ab werden die beiden Chloride, Natrium wie Kalium, von Moment zu Moment in ihrer Konzentration zu gleicher Zeit abnehmen. Das Verhältnis von Kalium zu Natrium, welches bis jetzt andauernd abgenommen hat, und von 4,47 auf 2,09 gefallen ist, wird in diesem Falle einen bestimmten unveränderlichen Wert⁵⁾ einhalten.

Würde man von einem umgekehrten System ausgehen, d. h. von einer Lauge, bei der die Natrium- die Kaliumsalze übersteigen, so dürfte man auch ein umgekehrtes Bild erwarten.

Vom Sättigungspunkte ab werden die Natriumionen ihren unveränderlichen maximalen Wert aufrecht erhalten und bei weiterer Abdampfung an Chlorid ärmer werden. Die Kaliumionen werden bei konstantem Kaliumchloridgehalt immer steigen, bis sie endlich ihr Maximum erreicht haben, und von da ab werden sich beide Ionen gleich verhalten.

Vorliegende, an experimentalem Material äußerst arme Arbeit kann selbstverständlich keinen Anspruch auf ein zu Ende durchgeföhrtes Problem erheben. Es sollen daher gelegentlich ausgedehntere Versuche mit verschieden zusammengesetzten Laugen angestellt werden, wobei auch die abgeschiedenen Salze, sowie kaltgesättigte Lösungen berücksichtigt werden sollen. [A. 105.]

⁵⁾ Vorliegende Versuchsreihe reichte nicht aus, um den Wert dieses konstanten K/Na-Verhältnisses bei den heißen Lösungen festzustellen, doch liegt der Gedanke nahe, daß dieser Wert sich auf etwa derselben Höhe befinden dürfte, wie er beim System — reines Wasser über dem Bodenkörper beider Chloride bei 100° — besitzt. Beim letzten System (25,70 NaCl = 10,13 Na und 35,90 KCl = 18,84 K) wird jedoch dieses Verhältnis (K/Na = Konstant) durch die Größe 1,86 ausgedrückt, von welcher Größe wir beim letzten Versuch (VI) mit 2,094 nicht mehr weit entfernt sind.

Der Anwendungsbereich gewerblicher Sprengstoffe¹⁾ beim Sprengkulturverfahren.

Von Dr. ALFRED STETTBACHER.

(Eingeg. 8./7. 1920.)

Die jetzige hohe Bewertung menschlicher Kraft und Handarbeit bringt es mit sich, daß man überall, wo nur irgendwie angängig, in Industrie, Landwirtschaft und Gewerbe die maschinelle Arbeit heranzieht und täglich weiter darauf sinnt, wie die Kraft des Dampfes und der Elektrizität noch allgemeiner und nutzbringender verweitet werden könnte. Nur einer Form der Kraft scheint man sich heute noch nicht ganz bemächtigt zu haben — nämlich der Sprengstoffe.

Sieht man von der hoch ausgebildeten, wirtschaftlich kaum mehr zu steigernden Sprengarbeit in Bergwerk, Tunnel- und Bergstraßenbau ab, so ergeben sich immer noch mehrere Anwendungsbereiche, wo die Sprengstoffe mit besonderem Vorteil verwertet werden können, ja wo sie das einzige Gegebene und Konkurrenzlose sind. Wir weisen vor allem auf die Gebiete der Land-, Forst- und Gartenwirtschaft hin und auf jene Arbeitsmethode, die sich die Kraft der Sprengmittel schon lange zu eigen gemacht hat und als sog. „Sprengkulturverfahren“ bereits bekannt ist. Denn hier handelt es sich um eine Tätigkeit, die durch Handarbeit immer umständlich und zeitraubend, durch Maschinen und ähnliche Hilfsmittel überhaupt nie lohnend zu gestalten sein wird.

Einige Beispiele. Tausende von Hektar abgeholzten Waldes liegen seit dem Krieg brach darnieder, weil es bisher an der Möglichkeit gefehlt hat, die Baumstöcke rasch und billig zu entfernen. Hier kommt die lockende, austreibende Gewalt der Sprengstoffe wirkungsvoll zu Hilfe. Während 2—3 Mann mit Hand und Beil täglich nicht mehr als 6 Stöcke erledigen und sich an dieser Arbeit genug quälen müssen, vermag ein Schießmeister mit zwei Hilfsarbeitern 100—120 Stöcke jeden Umfangs aus jedem Boden zu sprengen. Dabei wird bis ein Viertel mehr an Wurzelholz gewonnen und der Stock gleichzeitig zerkleinert, daß er besser weggeschafft werden kann. Zudem sind durch den aufgelockerten Grund ohne weiteres die Bedingungen für eine rasche Neubepflanzung oder anderweitige Benutzung des Bodens gegeben. Für 10—12 cm Stockdurchmesser rechnet man eine Patrone von 100 g; ein Stock von 1 m Stammdicke würde demnach etwa 1 kg oder 14 Stück Sicherheitssprengstoffpatronen von 70—75 g benötigen — eine Menge, die man am besten in 2, bei noch größeren Stöcken in 3 und mehr getrennten Ladungen anbringt. In solchem Falle ist dann elektrische, d. h. gleichzeitige Zündung aller Schüsse erforderlich, weil sonst durch die Auflockerung der vorangehenden Schüsse die Kraft der nachfolgenden abgeschwächt würde. — Bei sachgemäßer Anwendung stellt sich das Sprengverfahren erheblich billiger als jedes andere, bei uns in der Schweiz bis auf die Hälfte der Handrodung. Vergangenen Winter sind in Bayern gegen 500 Wagenladungen Stockholz für die Industrie gesprengt worden.

Eine andere fruchtbare Anwendung — fruchtbar im eigentlichen und vollen Sinne des Wortes — betrifft die Bodenlockerung oder Tiefackerung durch das sog. Sprengstofffräsen. Jedermann weiß, daß durch Pflügen oder Umstechen von Land die Entwicklungsmöglichkeit der Wurzeln aller Pflanzen gefördert und damit die Ergiebigkeit des Bodens erhöht wird. Nun kommt man aber für gewöhnlich weder mit dem Pflug, noch mit dem Spaten über $\frac{1}{2}$ m Tiefe hinaus. Um aber auch die darunterliegenden unausgenutzten, vollnährenden Erdlagen den Wurzeln zu erschließen, wendet man schwache Sprengladungen in 70—120 cm Tiefe an, wobei der Boden im Innern gebrochen und gelockert wird, ohne daß die Humusschicht geworfen oder augerissen würde. Auf diese Weise erreicht man ein fast müheloses Rigolen auf 1—2 m Tiefe und schafft für Feuchtigkeit, Luft, Dünger und wachstumfördernde Bakterien Durchgang. Die rasche Folge davon ist ein anhaltendes gedeihliches Wachstum und eine Steigerung der Erträge, wie sie sonst nur durch schwere, teure Düngung möglich wäre. Sehr vorteilhaft wirkt auch der Umstand, daß durch die Explosionen sämtliches Ungeziefer, nebst Enger-

¹⁾ Anmerkung des Verfassers. An dieser Stelle sei der während des Krieges entstandene und sprachlich recht glücklich gewählte Begriff „Gewerblicher Sprengstoff“ näher umschrieben. Während man früher zwei Hauptklassen: militärische und zivile Sprengstoffe scharf unterschied, ist diese Gegenüberstellung durch den Weltkrieg belanglos geworden, da wohl so ziemlich alle der „zivilen“ Sprengstofftypen zu Kriegszwecken verwendet worden sind. Andrerseits natürlich blieb und bleibt die Militärsprengtechnik immer noch durch einige Sprengstoffe vertreten, welche — wie z. B. Dinitrobenzol-, Trinitrotoluol- oder Trinitrotoluol-Hexanitrodiphenylamin-Schmelzladungen — sich kaum zivilmäßig in Patronenform ausnutzen lassen. Dessenungeachtet aber wird man sich heute des erkünstelten Gegensatzes begeben und statt von „zivilen“, von gewerblichen Sprengstoffen sprechen, worunter alle diejenigen Sprengstoffe zu verstehen sind, die — zu Patronen verarbeitet — in Bergbau, Landwirtschaft und Gewerbe benutzt werden.