

## **Aufgaben und Probleme der neuzeitlichen Elektrochemie III\***

### **Galvanische Stromerzeugung in Primär- und Sekundärelementen\*\***

Von Prof. Dr. FRIEDRICH MÜLLER, Domat/Ems

Physikalisch-chemisches Laboratorium der Holzverzuckerungs-AG.

#### **Einleitung**

Die ersten Anfänge elektrochemischer Forschung hatten ihren Ausgangspunkt in der galvanischen Stromerzeugung, d. h. in der Umwandlung von chemischer in elektrische Energie. Trotzdem hat die in Teil I und II skizzierte viel schnellere und umfangreichere Entwicklung der Verfahren, welche auf der

Umwandlung von elektrischer in chemische Energie basieren (Elektrolyse), dazu geführt, daß das hier

\* Teil I: *Chimia* 1, 213 (1947); Teil II: *Chimia* 3, 285 (1949) und 4, 1 (1950).

\*\* Zugleich erweiterte Darstellung eines vor der Schweizerischen Chemischen Gesellschaft am 27. Februar 1949 gehaltenen Vortrages (Referat darüber s. *Chimia* 3, 148, 1949).

zu behandelnde Gebiet in der Forschung und Anwendung im allgemeinen bisher erheblich vernachlässigt worden ist. Doch ist hierin in den letzten zehn bis fünfzehn Jahren ein Wandel vollzogen und in steigendem Maße die Bedeutung und Entwicklungsmöglichkeit für die Grundlagenforschung und technische Anwendung erkannt worden.

Die letztere ist überall dort von Bedeutung, wo man relativ geringe Mengen elektrische Gleichstromenergie bequem (und wenn möglich billig) jederzeit an Stellen verwenden will, an denen aus irgendwelchen Gründen kein anderer Gleichstromerzeuger oder gleichgerichteter Wechselstrom zur Verfügung steht bzw. nicht untergebracht werden kann, oder wo man Energie speichern will. Wenige Beispiele dafür sind Elemente und Batterien im Signalwesen, Fahrzeugbatterien in Autos, Eisenbahnen, Schiffen, Flugzeugen, Taschenlampen- und Anodenbatterien, Grubenlampen, Pufferbatterien in Kraftwerken usw. Hier hat wiederum die kriegsmäßige Verwendung zahlreiche Forschungsarbeiten veranlaßt und Anregungen gegeben, das gesamte Gebiet der galvanischen Stromerzeugung wissenschaftlich systematischer als bisher zu bearbeiten.

Die Vertiefung der wissenschaftlichen Grundlagen wirkt sich nicht nur auf die technische Verwendung von Primär- und Sekundärelementen aus, sondern ist von großer Bedeutung auch für weitere elektrochemische Teilgebiete. Theorie und Praxis der elektromotorischen Kräfte gehören zu den Grundpfeilern elektrochemischer Wissenschaft und haben heute darüber hinaus eine besondere Bedeutung in der chemischen Thermodynamik insofern, als man aus EMK-Werten reversibler galvanischer Elemente («Ketten») die Änderung der freien Energie und damit die Affinität und Gleichgewichtskonstanten der zugrunde liegenden chemischen Reaktion sehr einfach und exakt berechnen kann, ebenso aus dem Temperaturkoeffizienten der EMK Entropieänderungen, und aus der EMK und ihrem Temperaturkoeffizienten nach der modifizierten Gleichung von GIBBS-HELMHOLTZ auch Wärmetönungen (Reaktionswärmen) manchmal genauer als aus thermischen Messungen<sup>1</sup>.

Bei arbeitenden Elementen, also unter Stromentnahme, spielen, wie wir noch sehen werden, die Polarisationserscheinungen eine äußerst wichtige Rolle. Die beim Studium dieser Erscheinungen gewonnenen Erkenntnisse kommen auch den Polarisationsvorgängen bei der Elektrolyse zugute und werden dort nutzbringend verwertet.

Ganz besonders hervorzuheben ist noch die ausschlaggebende Bedeutung, welche das Studium der galvanischen Stromerzeugung für die Korro-

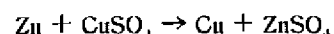
sionserscheinungen<sup>2</sup> besitzt, die ja bekanntlich infolge des Arbeitens von Lokalelementen zu einem großen Teil elektrochemisch bedingt sind. So werden hier durch Vertiefung der Korrosionsforschung wertvolle Unterlagen für einen wirksamen Korrosionsschutz geschaffen.

Auch die elektrochemischen Methoden der analytischen Chemie, wie die eigentliche Elektroanalyse, Potentiometrie und Polarographie, basieren auf der Kenntnis galvanischer Ketten und deren Polarisierbarkeit.

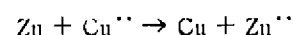
### Theoretische Grundlagen

Zum besseren Verständnis der galvanischen Stromerzeugung erscheint es zweckmäßig, im folgenden zunächst auf einige thermodynamische und kinetische Grundlagen kurz einzugehen.

Thermodynamisch gesehen kann man im idealen reversiblen Fall die Änderung der freien Energie ( $\Delta G$ ) eines freiwillig ablaufenden chemischen Vorganges als elektrische Energie gewinnen. Betrachtet man z. B. die Reaktion zwischen Zink und Kupfersulfat in wäßriger Lösung nach



oder in Ionenform geschrieben:



so ist die Energiebilanz dieses Vorganges nach dem ersten Hauptsatz der Thermodynamik gegeben durch:

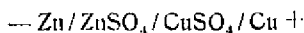
$$\Delta U = A + Q,$$

wo  $\Delta U$  die Änderung der Gesamtenergie (die sogenannte Wärmetönung oder Reaktionswärme),  $A$  die äußere Arbeit und  $Q$  die aufgenommene Wärmemenge ist (positives Vorzeichen bedeutet dabei immer aufgenommene, negatives Vorzeichen abgegebene Energiebeträge). Im Falle eines reversiblen Ablaufes ist  $A$  gleich der Änderung der «freien Energie», die man bei konstantem Druck mit  $\Delta G$  bezeichnet. Ist  $\Delta G$  negativ, so verläuft die Reaktion freiwillig in der abgegebenen Richtung; ist  $\Delta G$  positiv, so muß der Ablauf der Reaktion erzwungen werden, und ist  $\Delta G = 0$ , so befindet sich das System gerade im Gleichgewicht.  $\Delta G$  bildet also eine wichtige Kennzeichnung für die Affinität oder Triebkraft der Reaktion. Auf weitere Einzelheiten darüber kann hier nicht eingegangen werden.

Man kann nun die freie Energie des obigen Vorganges nutzbar machen, wenn man ihn reversibel in einem galvanischen Element sich so abspielen läßt, daß man die Reaktionsteilnehmer räumlich voneinander trennt, aber elektrolytisch leitend miteinander verbindet. Dies geschieht in der Form des bekannten klassischen DANIELL-Elementes

<sup>2</sup> FR. MÜLLER, Korros. u. Metallsch. 20, 65 (1944); FR. MÜLLER und HASNER, Korros. u. Metallsch. 17, 229 (1941); FR. MÜLLER, Techn. Rdsch. 1950, Nr. 7, 8, 9.

<sup>1</sup> FR. MÜLLER, Z. angew. Chem. 54, 336 (1941).



Tut man das nicht, sondern läßt Zink mit Kupfersulfat direkt irreversibel reagieren, so wird die gesamte Energieänderung  $\Delta U$  in Form von Wärme  $Q$  umgesetzt, da  $A$  praktisch Null ist (weil keine Gase auftreten und das Volumen von  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4$  praktisch das gleiche ist wie dasjenige von  $\text{Cu} + \text{ZnSO}_4$ ).

Die gewinnbare elektrische Energie im DANIELL-Element ergibt sich aus der Beziehung:

$$\Delta G = -z \cdot E \cdot F$$

(negatives Vorzeichen, weil die Arbeit abgegeben, geleistet wird).  $E$  ist die elektromotorische Kraft des Elementes,  $F$  das sogenannte elektrochemische Äquivalent = 96 490 Coulombs pro Äquivalent = 23 062 kcal (pro Volt und Äquivalent),  $z$  die Anzahl umgesetzter Äquivalente, im obigen Falle 2. Die elektromotorische Kraft (EMK) des Elements ist also

$$E = -\Delta G / z \cdot F \text{ Volt}$$

Durch Kombination des ersten und zweiten Hauptsatzes erhält man bekanntlich die äußerst wichtige «thermodynamische Grundgleichung»:

$$\Delta H^* = \Delta G + T \Delta S,$$

wo  $\Delta S$  die Entropieänderung während des Reaktionsablaufes bedeutet. Nun ist der Temperaturkoeffizient der freien Energieänderung, also  $d \Delta G / dT$ , =  $-\Delta S$ , und wenn wir für  $\Delta G$  sein Äquivalent im elektrischen Energiemaß einsetzen und den Umrechnungsfaktor in Kalorien berücksichtigen, so wird:  $\Delta S = z \cdot 23 062 \cdot dE/dT$ ; wir können also aus dem Temperaturkoeffizienten der EMK Entropieänderungen berechnen. Setzt man die Werte für  $\Delta S$  und  $\Delta G$  in die obige thermodynamische Grundgleichung ein, so erhält man die wichtige GIBBS-HELMHOLTZsche Gleichung:

$$\Delta H = -z \cdot 23 062 \cdot (E - T \cdot dE/dT) (= \Delta G + T \Delta S),$$

nach der man aus der EMK und ihrem Temperaturkoeffizienten die Wärmetönung der Reaktion berechnen kann.

In der thermodynamischen Grundgleichung ist wie erwähnt  $\Delta G$  die Änderung der freien Energie, die wir hier als elektrische Energie messen und gewinnen können.  $T \cdot \Delta S$  ist identisch mit  $Q_{rev}$  des ersten Hauptsatzes, immer bei reversiblen Ablauf, daher ist  $T \cdot \Delta S = Q_{rev} = -d \Delta G / dT \cdot T$   
 $= z \cdot 23 062 T \cdot dE / dT.$

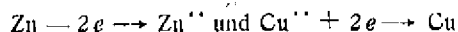
$Q_{rev}$  nennt man auch die latente Wärme. Das ist in unserem Falle des galvanischen Elementes diejenige Wärmemenge, die beim Arbeiten des Elementes gleichzeitig aufgenommen oder abgegeben wird. Aus der letzten Formel erkennt man, daß, wenn  $dE/dT$  positiv ist, also die EMK des Elementes mit steigender Temperatur zunimmt,  $Q_{rev}$  positiv ist, d. h. —

\*  $\Delta H$  ist die Wärmetönung (Reaktionswärme) bei konstantem Druck.

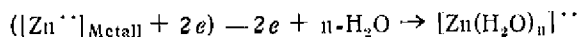
nach der getroffenen Vorzeichenfestsetzung — daß dem System Wärme zugeführt wird. Das bedeutet, daß Wärme aus der Umgebung aufgenommen wird — eben vom Betrag  $Q = T \Delta S$  —, d. h., daß sich die Zelle beim Arbeiten abkühlt. Ist andererseits der Temperaturkoeffizient der EMK negativ, d. h. sinkt die EMK mit steigender Temperatur, so wird  $T \Delta S$  negativ, und beim Arbeiten des Elements wird Wärme entwickelt. Für den Fall, daß der Temperaturkoeffizient der EMK = 0 oder sehr klein ist, ist dann  $\Delta H$  gleich oder praktisch gleich  $\Delta G$  und  $Q_{rev} = T \Delta S$  gleich oder praktisch = 0. In diesem Falle — der angenähert beim DANIELL-Element zutrifft —, wird also die gesamte Wärmetönung der Reaktion, wie man sie etwa thermochemisch messen kann, in nutzbare freie, hier also elektrische Energie, umgesetzt (immer aber nur bei reversiblen Ablauf, der in Wirklichkeit nie völlig zu realisieren ist).

Voraussetzung dafür, daß man eine chemische Reaktion in einem galvanischen Element elektromotorisch wirksam machen kann, ist zunächst, daß die teilnehmenden Stoffe ionisierbar sind, bzw. daß sie, wenn sie von vornherein als Ionen vorliegen, ihre Ladungen abgeben können. So kann man z. B. die Reaktion zwischen Wasserstoff und Stickstoff zur Ammoniaksynthese nicht — oder wenigstens vorläufig noch nicht — in einem galvanischen Element ausnützen, wohl aber z. B. diejenige der HCl-Bildung aus Wasserstoff und Chlor.

Die Einzelvorgänge an den Elektroden im DANIELL-Element bestehen bekanntlich darin, daß an der Zinkanode das metallische Zink in Zinkionen übergeht, während an der Kupferkathode Kupferionen zu Kupfer entladen werden:



Wenn wir der Einfachheit halber hier davon absehen, daß die Ionen ja bereits im Metall vorgebildet und in der wäßrigen Lösung hydratisiert sind (und beweglich im Gegensatz zu den festeren Plätzen im Metallgitter), also der Vorgang am Zinkpol eigentlich etwa zu formulieren sein könnte:



so ist grundsätzlich in jedem galvanischen Element ein Oxydationsprozeß, also eine Abgabe von Elektronen, an der Anode, mit einem Reduktionsprozeß, einer Aufnahme von Elektronen, an der Kathode, gekoppelt.

Die heute praktisch verwendeten Elemente unterscheiden sich vom klassischen DANIELL-Element dadurch, daß an der Kathode meist primär nicht Metallionen, sondern Wasserstoffionen entladen werden. So sind z. B. in dem bekannten LECLANCHÉ-Element: —  $\text{Zn} / \text{NH}_4\text{Cl} / \text{MnO}_2, \text{C} +$  die primären Teilvorgänge an der Anode:  $\text{Zn} - 2e \rightarrow \text{Zn}^{++}$ , an der Kathode:  $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow 2\text{H}$ . Da nun durch den Wasserstoff, dessen Atome nach  $2\text{H} \rightarrow \text{H}_2$  zum

Molekül zusammentreten, die Kathode zu einem weniger positiven Potential depolarisiert und damit die Gesamtspannung des Elementes verringert wird, so muß man diese Polarisation durch Beseitigung des Wasserstoffs im *statu nascendi* vermeiden. Dies geschieht durch Oxydationsmittel, die man in diesem Falle als Depolarisatoren bezeichnet. Beim LECLANCHE-Element ist der Depolarisator Braunstein, beim Chromsäure-Element Chromsäure, beim LALANDE-Element Kupferoxyd, usw.

Die elektromotorische Kraft EMK, die «Ruhe-spannung» eines Elementes, einer «Kette», wie sie der Elektrochemiker bezeichnet, ist primär nur von der Natur des zugrunde liegenden chemischen Vorganges abhängig, nicht dagegen von der Größe des Elementes usw. Die Natur der beiden Einzelvorgänge an den Elektroden bestimmt die EMK. Die beiden Teilspannungen an den Elektroden, die sogenannten «Einzelpotentiale» sind nach der NERNST-schen Formel

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{z} \log a_{\text{Me}^{z+}} \quad (\text{für } 25^{\circ}\text{C})$$

zu berechnen, wo  $E$  die EMK,  $E^{\circ}$  das aus der «Spannungsreihe» der Elemente zu entnehmende «Normalpotential»,  $z$  die Anzahl der umgesetzten Äquivalente und  $a$  die Aktivität der entsprechenden Metallionen (in verdünnten Lösungen praktisch gleich der Metallionenkonzentration) bedeuten. Beim DANIELL-Element ist für eine Aktivität der Zn- und Cu-Ionen von 1 molar ( $E = E^{\circ}$ )  $E = E^{\circ} \text{Cu/Cu}^{++} = + 0,34 \text{ V}$ ,  $E = E^{\circ} \text{Zn/Zn}^{++} = - 0,76 \text{ V}$ , also die Gesamt-EMK des DANIELL-Elementes = 1,10 V. Durch Verringerung der Metallionenkonzentration (Aktivität) wird das Einzelpotential negativer. Man kann, z. B. durch Komplexbildung (Zusatz von KCN zum  $\text{CuSO}_4$ ) das Einzelpotential des Cu so stark verschieben, daß es im DANIELL-Element den negativen Pol gegenüber dem Zink bildet, obwohl es normal über 1 V positiver ist.

Um eine möglichst hohe Ruhespannung — EMK — eines Elementes zu erhalten, wird man als Anode ein möglichst elektronegatives Metall, als Kathode ein möglichst elektropositives verwenden und die Konzentrationen der Lösungen entsprechend wählen (s. oben). Als Anodenmaterial hat sich übrigens bisher aus verschiedenen theoretischen und praktischen Gründen Zink am meisten bewährt; erst in neuester Zeit kommen daneben andere leichtere Metalle in Gebrauch. An der Kathode ist bei Elementen mit Wasserstoffdepolarisation das Kathodenpotential abhängig vom Oxydations/Reduktions-Potential des Depolarisators, welches dem betreffenden Vorgang, also z. B. dem Übergang von Chromsäure in Chromsulfat entspricht. Die Kathode läßt sich dann formal auch als Sauerstoffelektrode auffassen, deren Sauerstoffdruck und damit ihr Potential jetzt von Oxydations/Reduktions-Potential des Depolarisators

abhängt, welches seinerseits durch das Normalpotential und die Konzentrationen des Depolarisators und seiner Reduktionsprodukte, häufig auch noch durch den pH-Wert, bedingt ist. Ein erwünscht hohes (genauer gesagt positives) Oxydations/Reduktions-Potential haben z. B. die Depolarisatoren Bleisuperoxyd oder Chromsäure.

Alle bisherigen Erörterungen bezogen sich auf die im Ruhezustand eines Elementes zustande kommende Spannung. Nun ist es zwar erwünscht, daß diese Ruhespannung von vornherein möglichst hoch ist. Doch beim Arbeiten des Elementes, also bei seiner Entladung, der Stromentnahme, kommt es (neben anderen bald zu erörternden Größen) in erster Linie auf die Betriebsspannung, die sogenannte Klemmspannung oder Entladespannung, an. Diese ist stets geringer als die Ruhespannung, die EMK, und zwar um so geringer, je stärker die Stromentnahme, die Belastung ist. Diese Differenz ist gegeben durch  $i \cdot R$ , wo  $i$  die Stromstärke und  $R$  der Gesamtwiderstand des Stromkreises ist.  $R$  setzt sich, wenn man zunächst vom äußeren Widerstand  $R_a$  absieht, zusammen aus dem inneren Widerstand  $R_i$  (im wesentlichen der Widerstand des Zellelektrolyten), den Übergangswiderständen  $R_H$  in den Elektroden und deren Ableitungen und dem «scheinbaren Widerstand»  $R_p$  infolge von Polarisationserscheinungen. Davon kann man die Anteile  $R_a$ ,  $R_i$  und  $R_H$  relativ leicht übersehen und auf einem entsprechend niedrigen Wert halten. Dagegen liegen die Verhältnisse bei den durch die verwickelten Polarisationserscheinungen bedingten scheinbaren Widerstand  $R_p$  schwieriger. Eine eingehende Erörterung dieser Erscheinungen würde hier viel zu weit führen, so daß nur auf einige grundsätzlich wichtige Punkte hingewiesen werden kann. Neben der sogenannten «Konzentrationspolarisation» — bedingt durch die Anreicherung oder Verarmung an Reaktionsprodukten in der potentialbestimmenden Grenzschicht Elektrode/Lösung — kommt es besonders auf die «chemische» Polarisation an, deren Hauptursache in einer begrenzten Reaktionsgeschwindigkeit der stromliefernden Vorgänge zu suchen ist. Der Depolarisationsvorgang wird von sehr vielen, sich zum Teil überlagernden Faktoren beeinflusst, die sich auf die Depolarisationsgeschwindigkeit und damit direkt und indirekt auch auf die Potentialhöhe und damit die Klemmspannung auswirken. Neben der chemischen Natur und dem Oxydations/Reduktions-Potential sind zu erörtern z. B.: der Aggregatzustand des Depolarisators (flüssige depolarisieren im allgemeinen schneller, gelangen aber durch Diffusion leichter an die Anode und begünstigen dort deren rein chemische Auflösung [«Selbstentladung»]), Konzentration, Leitfähigkeit, pH-Wert, Viskosität, Temperatur, evtl. Elektrolytbewegung u. a. Sehr wichtig ist auch bei

festen Depolarisatoren die Oberflächenstruktur und der Porositätsgrad — man denke nur an die langen Entwicklungsarbeiten darüber allein in dieser Beziehung beim Braunstein<sup>3</sup> und Bleisuperoxyd. Bei höheren Belastungen, also höheren Stromstärken (und Stromdichten), wird der Depolarisator in seiner Wirksamkeit schneller erschöpft, der Depolarisationsvorgang in immer tiefere Schichten verlegt. Dies bedeutet verschiedene Nachteile: in den Poren der Depolarisationsschicht steigt der innere Widerstand an, wodurch der Spannungsabfall  $i \cdot R_i$  größer wird (es kommt dabei erschwerend hinzu, daß bei der Depolarisation des Wasserstoffes Wasser gebildet wird, welches nun die Poren mit einer immer schlechter leitenden verdünnten Lösung erfüllt). Auch aus diesen Überlegungen folgt, daß man die Schichtdicke eines festen Depolarisators um so kleiner wählen muß, je stärker die zu entnehmenden Ströme sind. Weiterhin ist zu beachten, daß auch die sich ansammelnden Reaktionsprodukte entsprechend weggeschafft werden müssen und man auch dafür sorgen muß, daß nicht von der Anode her entstehende Produkte die Poren des kathodischen Depolarisators verstopfen.

Die Porosität der festen Depolarisatoren und ihrer Reduktionsprodukte ist auch abhängig von der Verschiedenheit der Molvolumina der Ausgangs- und Endstoffe. Diese Molvolumina unterscheiden sich manchmal erheblich, wie z. B. beim Bleiakкумуляtor (Pb, PbSO<sub>4</sub>, PbO<sub>2</sub>), so daß die Porosität des aus dem gleichen Sulfat gebildeten Bleischwammes etwa 1,4mal größer ist als die des Dioxyds. Dadurch sind die durch Diffusion bedingten Konzentrationsänderungen und damit die Polarisationen an den positiven und negativen Platten sehr verschieden (in diesem speziellen Falle um so mehr, als an der Dioxydelektrode außer dem Verbrauch an Schwefelsäure gleichzeitig noch Wasser entsteht).

Kinetisch gesehen, kommt es vor allem darauf an, die Reaktionsgeschwindigkeit des Depolarisators mit dem primär entstehenden Wasserstoff auch bei hohen Belastungen, d. h. hohen Stromentnahmen, möglichst groß zu machen. Denn dadurch wird die Konzentration des Wasserstoffes an der Kathode immer auf genügend kleinen Werten ge-

halten und verhindert, daß das Elektrodenpotential zu sehr unter den Wert des reversiblen Oxydations-Reduktions-Potentials absinkt. Es erscheint hier äußerst lohnend, weitere systematische Untersuchungen über die Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit bereits bekannter Depolarisatoren und Auffindung neuer in Abhängigkeit von verschiedenen Faktoren durchzuführen. Manche auf Grund ihres Oxydations/Reduktions-Potentials sehr geeignet erscheinende Depolarisatoren, wie z. B. NaClO, NaBrO, KMnO<sub>4</sub> usw., depolarisieren zu langsam. Wichtig erscheint deshalb auch das intensive Studium darüber, wie weit hier Katalysatoren die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen können. Salpetersäure ist z. B. ein schlechter (zu langsamer) Depolarisator. Der Depolarisationsvorgang kann jedoch hier durch gewisse Zusätze, wie z. B. HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, vor allem auch HNO<sub>2</sub> (Autokatalyse), beschleunigt werden. Die Depolarisationsgeschwindigkeit von Chromsäure läßt sich durch kleine Mengen löslicher Chloride erhöhen.

Für die praktische Verwendung von Primär- und Sekundärelementen wird sowohl die Auswahl des chemischen Grundvorganges wie die konstruktive Durchbildung im entsprechenden Element natürlich stark durch die Anforderungen des Verwendungszweckes, welche außerordentlich variieren können, beeinflusst. Hier kommt es auf viele Punkte an, wie z. B. Größe der Energiekapazität, Entladungsstromstärke, Entladungsdauer, langandauernde oder intermittierende oder nur einmalige Beanspruchungen, Starkstromentladungen, Selbstentladung und Lagerfähigkeit (auch im entladenen Zustand), Arbeitsmöglichkeiten bei extrem hohen oder niedrigen Temperaturen, Betriebssicherheit, Raum- und Gewichtsbedarf, Rohstofffragen, usw.

Im Rahmen eines Übersichtsberichtes kann im folgenden nur auf einige wichtige Arbeiten hingewiesen und nur ein Teil der neueren Literatur berücksichtigt werden. Es kommt hinzu, daß ein erheblicher Teil der im Kriege in großem Umfang durchgeführten Forschungs- und Entwicklungsarbeiten aus Gründen der Geheimhaltung nicht veröffentlicht wurde (vor allem in Deutschland, zu einem großen Teil auch in den USA) und daher nicht zugänglich ist. (Schluß folgt)

<sup>3</sup> DROTSCHMANN, Trockenbatterien (Leipzig 1944).