

Altlasten der Physik (72): Elektrochemische Zellen

F. Herrmann

Gegenstand

Elektrochemische Zellen sind neben Generatoren die wichtigsten elektrischen Energiequellen. Historisch waren sie bekanntlich die ersten technischen elektrischen Energiequellen. Es besteht sicher kein Zweifel darüber, dass ihre Funktionsweise im Schulunterricht behandelt werden sollte.

Mängel

Im Physikunterricht kommen sie nicht vor. Warum nicht? Die Meinung der Physiklehrer mag sein: „Es gibt nicht viel zu verstehen. Es geht nur darum, den Ablauf der Reaktionen an den Elektroden auswendig zu lernen, und das für die verschiedensten Realisierungen solcher Zellen. Also typisch Chemieunterricht.“

Der Eindruck, den man bekommt, wenn man ein Chemiebuch konsultiert, scheint dieser Einschätzung Recht zu geben. Man wird mit so vielen Einzelheiten und Fachausdrücken eingedeckt, dass man gar nicht merkt, dass die eigentliche Frage, nämlich die Frage nach der Funktionsweise, nicht beantwortet wurde. Diejenige Größe, mit deren Hilfe man alle Zellen gemeinsam erklären könnte, ohne auf die Einzelheiten eingehen zu müssen, nämlich das chemische Potenzial, wird weder im Physik- noch im Chemieunterricht eingeführt.

Und das Thema gehört nicht nur in den Chemieunterricht. Es gehört in den Physikunterricht erstens, weil die elektrochemische Zelle mit Methoden erklärt werden kann, die typisch für den Physikunterricht sind, und zweitens, weil es für das Verständnis auf die Einzelheiten der ablaufenden Reaktionen nicht ankommt.

Ein Vergleich mit der Behandlung der anderen großen Klasse von elektrischen Energiequellen ist angebracht.

Wir behandeln den Generator, indem wir das Grundprinzip an Hand eines einfachen Modellexperiments zeigen. Man sieht und versteht den Effekt, der in allen Generatoren ausgenutzt wird. Wie ein technischer Generator gebaut sein kann – es gibt auch hier unzählige Varianten – wird höchstens angedeutet. Ähnlich sollte man bei der Behandlung der elektrochemischen Zellen verfahren. Das Funktionsprinzip sollte im Vordergrund stehen.

Herkunft

Die Nichtbenutzung des chemischen Potenzials. Die *Gibbs'sche* Fundamentalgleichung

$$dE = TdS - pdV + vdp + \mu dn + \phi dQ$$

sagt uns, welche physikalischen Größen man braucht, um Energieumsetzungen – auch auf einem elementaren Ni-

veau – quantitativ zu beschreiben: die thermodynamischen Größen Temperatur T , Entropie S , Druck p und Volumen V , die mechanischen Größen Geschwindigkeit v und Impuls p , die stoffphysikalischen Größen Stoffpotenzial (chemisches Potenzial) μ und Stoffmenge n , die elektrischen Größen elektrisches Potenzial ϕ und elektrische Ladung Q , usw. Nun hat es sich ergeben, dass man zwei dieser Größen nicht benutzt, gerade so als seien sie mit einem Tabu belegt: die Entropie und das chemische Potenzial. Der Preis, den man dafür zahlt, ist allerdings hoch: Entweder man behilft sich mit umständlichen Ersatzkonstruktionen, – siehe etwa die Enthalpie (statt der Entropie) als Wärmemaß, das nicht so ganz passen will, oder die Energieentwertung als Ersatz für die Entropieproduktion – oder man klammert das Thema, zu dessen Behandlung man die Größen brauchte, einfach aus – siehe die Funktionsweise der elektrochemischen Zelle.

Entsorgung

Wer mit dem chemischen Potenzial μ umgehen kann, erklärt die Zelle etwa so:

Die Stoffe A und B können miteinander reagieren zu C:



Die Reaktion hat einen Reaktionsantrieb

$$\Delta\mu = (\mu_A + \mu_B) - \mu_C.$$

Die chemischen Potenziale der Einzelstoffe sind tabelliert. Wenn die Stoffmenge n umgesetzt wird, so wird dabei die Energie

$$\Delta E = \Delta\mu n$$

umgesetzt. In der elektrochemischen Zelle wird diese Energie elektrisch abgegeben. Wie funktioniert die Zelle?

Sind die Edukte A und B räumlich voneinander getrennt, so können sie nicht reagieren. Die Reaktion hat einen unendlich hohen Reaktionswiderstand, ähnlich wie zwischen zwei Körpern auf unterschiedlichem elektrischem Potenzial kein Strom fließt, solange keine leitende Verbindung vorhanden ist. Wenn A ein Gas ist, und wir die Behälter von A und B durch ein Rohr verbinden, so fließt A nach B, und die Reaktion kann laufen. Die ganze Energie, die auf Grund der Reaktion zur Verfügung steht, wird allerdings zur Wärmeerzeugung verwendet oder verschwendet. Wir stellen nun eine Verbindung besonderer Art her, siehe Abb. 1. A und B werden nicht durch einen, sondern durch zwei Leitungen miteinander verbunden.

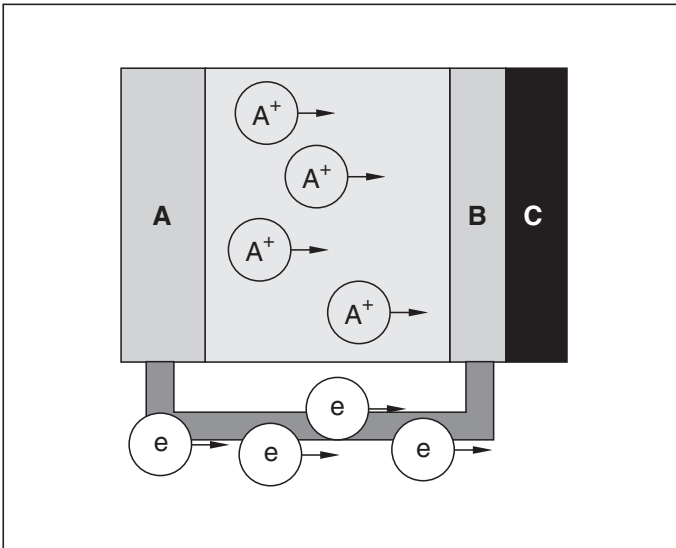


Abb. 1: A⁺ fließt den chemischen Potenzialberg hinunter und den elektrischen Potenzialberg hinauf.

Die eine, zum Beispiel eine Salzlösung (der so genannte Elektrolyt), ist nur durchlässig oder „leitfähig“ für A⁺-Ionen, und nicht für Elektronen, die andere, etwa ein Kupferdraht, ist durchlässig für Elektronen und nicht für A⁺-Ionen. A kann nun zu B gelangen, indem es sich trennt in A⁺ und e. A⁺ geht durch die eine Leitung, e durch die andere. Bei B angekommen vereinigen sich A⁺ und e wieder und reagieren mit B zu C. Wieder dient die ganze zur Verfügung stehende Energie zunächst nur der Wärmeerzeugung. Wir können nun aber den einen der beiden Strö-

me, nämlich den e-Strom etwas antreiben lassen. Wir zapfen damit die verfügbare Energie ab. (Wenn es technisch geschickt wäre, könnte man die Energie auch aus dem A⁺-Strom herausziehen.)

Diese herausgezogene Energie lässt sich auch durch Spannung $\Delta\phi$ und Ladung Q ausdrücken. Es ist also:

$$\Delta\phi Q = \Delta\mu n.$$

Da $Q = z F n$ ist (z ist eine von der Natur der Reaktion abhängige kleine ganze Zahl, F die Faradaykonstante), erhält man die Spannung der Zelle zu

$$\Delta\phi = \frac{\mu}{zF}.$$

Zusammenfassend können wir die Funktionsweise der elektrochemischen Zelle so beschreiben: Die elektrische Ladung muss in einer elektrischen Stromquelle den elektrischen Potenzialberg hinauffließen, also ihrem eigenen, natürlichen Antrieb entgegen. Damit sie das tut, brauchen die Ladungsträger einen anderen Antrieb. Das ist beim elektrochemischen Element eine chemische Potenzialdifferenz. Für den Ladungsträgerfluss in der Zelle geht es den „elektrischen Potenzialberg“ hinauf, den „chemischen Potenzialberg“ aber hinunter.

Anschrift des Verfassers:

Prof. Dr. Friedrich Herrmann, Abteilung für Didaktik der Physik, Universität, 76128 Karlsruhe