

A3 Zitronen- und andere Batterien – Strom aus chemischer Energie

Von der ersten qualitativen Erkundung des Phänomens „Elektrochemische Zelle“ anhand einfacher Obst- oder Gemüsebatterien über die Erklärung anhand der Spannungsreihe der Metalle bis hin zum Aufbau leistungsfähiger Akkus und Batterien bildet die Abfolge der Teilexperimente eine in sich aufbauende Lerneinheit. Damit lässt sich sowohl das Thema Elektrochemie erschließen als auch das bereits in der Redoxchemie erlernte Wissen praktisch anwenden. Natürlich lassen sich die Teilexperimente auch einzeln durchführen. Die Lehrkraft kann den Grad der Vertiefung des Themas jeweils frei wählen.

1 Zentrale Fragestellung

Batterien spielen im technisierten Alltag von Jugendlichen wie Erwachsenen eine große Rolle. Ohne sie „geht“ kein Handy, keine Smartwatch, keine Taschenlampe. Auch viele Zukunftsfragen beschäftigen sich mit Batterien bzw. Akkumulatoren. Für die Elektromobilität sind diese beispielsweise unerlässlich. Ebenso kommt in der Diskussion um die Speicherung von regenerativen Energien Batterien eine wichtige Rolle zu. Woher die chemisch erzeugte elektrische Energie in Batterien kommt, soll für den einfachsten Fall der Kombination von zwei Metallen bzw. deren Halbzellen erarbeitet werden.

Ausgangspunkt ist das populäre, aber oft irreführende Experiment mit der Zitronen-Batterie; diese wird hier systematisch „entzaubert“, sodass die Schülerinnen und Schüler nach Durchführung aller Versuche ein grundlegendes Verständnis für chemische Batterien aufgebaut haben. Sie lernen edle und unedle Metalle unterscheiden, die Bedeutung von Elektrolyten kennen und wie der Stromkreis bei kombinierten Halbzellen aussieht.

Im Sinne von naturwissenschaftlichem Arbeiten haben sie dabei Gelegenheit, durch systematisches Variieren eines Experiments den zu Grunde liegenden Prinzipien näher zu kommen und zu verstehen, woher chemisch erzeugte elektrische Energie kommt.

2 Einordnung des Experiments in den Unterrichtszusammenhang

2.1 Fachliche Grundlagen

Die Elektrochemische Spannungsreihe der Metalle ist ein wesentliches Element naturwissenschaftlichen Verständnisses von alltagsbedeutsamen Phänomenen. Die Nutzung der elektrochemischen Unterschiede zwischen Metallen in Batterien ist zugleich deren wichtigste technische Anwendung. Die Vertiefung des Verständnisses im Sinne von Redox-Prozessen, bei denen Elektronen abgegeben und aufgenommen werden und bei denen, wenn sie freiwillig verlaufen, Energie frei wird und somit genutzt werden kann, wird mit diesen Experimenten auf der Ebene der Phänomene vorbereitet.

Die Schülerinnen und Schüler sollten Vorkenntnisse aus der Elektrizitätslehre haben. Insbesondere sollten die Gesetzmäßigkeiten der Reihenschaltung und Parallelschaltung bekannt sein.

2.2 Lehrplanrelevanz

Redox-Vorgänge wie bei Batterien gehören grundlegend zu den Inhalten eines auf naturwissenschaftliche Grundbildung orientierten Unterrichts. Sie finden sich je nach Land in den Lehrplänen für die 13- bis 16-jährigen Schülerinnen und Schüler, vertiefend dann noch einmal für die Altersstufe 16+. Da bereits 10- bis 12-jährige Neugier entwickeln, wie und womit ihre elektrischen Geräte funktionieren, sind die Versuchsvorschläge so konzipiert, dass sie bereits bei Jüngeren eingesetzt werden können. Umgekehrt kann eine Erweiterung und Vertiefung in Richtung der Teilchenebene und der Elektronenübergänge an jeder Stelle leicht angeschlossen werden.

Zwar gelten Batterien traditionell als Gegenstand der Chemie, moderne Akkus sind aber mindestens in gleichem Maß physikalische Gegenstände. Die Thematik hat daher das Potenzial, auch fächerübergreifend eingesetzt werden zu können.

Themen und Begriffe: Akku, Batterie, Elektrochemische Spannungsreihe der Metalle, Elektrolyt, Energieumsatz bei chemischen Reaktionen, Galvanische Abscheidung von Metallen, Halbzelle in der Elektrochemie, Redox-Reaktionen, Salzlösungen, Separator, Serienschaltung, Spannung, Stromstärke, Triebkraft chemischer Reaktionen, Wasserstoff

2.3 Kompetenzen

Die Schülerinnen und Schüler ...

- beschreiben das Elektrische Potenzial bzw. die Elektromotorische Kraft EMK als eine wichtige Triebkraft chemischer Reaktionen.
- benennen den Grad des edlen bzw. unedlen Charakters von Metallen als Maß für deren Reaktivität und deren Potenzial, als Energielieferanten zu dienen.
- lernen zwei der vier Basiskonzepte der Chemie kennen, die „Chemische Reaktion“ und den „Energieumsatz bei chemischen Reaktionen“.
- gehen einem Phänomen mithilfe naturwissenschaftlicher Arbeitsweisen auf den Grund, hier insbesondere durch systematische Variation einzelner Faktoren. Im Sinne der Bildungsstandards wird so ein wichtiger Beitrag geleistet zur Entwicklung und Festigung des Kompetenzbereichs „Erkenntnisgewinnung“.

2.4 Das Experiment im Erklärungszusammenhang

Vorgeschlagen werden hier insgesamt 6 Teilexperimente, die allerdings auch teilweise zusammengefasst werden können. Gemeinsam betrachtet sollen sie vom Staunen über ein Phänomen zum Verständnis auf einer ersten Ebene des Schlussfolgerns und der kausalen Verknüpfung führen.

2.4.1 Teilexperiment 1: Wie gut funktioniert die „Obst- und Gemüsebatterie“?

Die „Zitronen-Batterie“ wird mit Kupfer (Cu) und Zink (Zn) im Original nachgebaut und hinsichtlich ihrer Leistungsfähigkeit getestet. Dabei werden die immer wieder verwendeten Begriffe und Schaltungen eingeführt.

Hinweis: Wenn die LED mit der angeschlossenen Obst-/Gemüse-Batterie nicht aufleuchtet, ist das kein Fehler. Unsere Batterie liefert nämlich im Idealfall nicht mehr als 1,1 Volt. Die zum Nachweis verwendete LED leuchtet aber erst ab einer Mindestspannung von ca. 1,7 Volt auf. Die Schülerinnen und Schüler werden herausfinden, dass die LED aufleuchtet, wenn sie die seriell geschalteten Obst-/Gemüse-Batterien verwenden.

Je nach verwendetem Obst/Gemüse und dem Oxidationszustand der Elektroden ist die Leistung unserer Obst-/Gemüsebatterie zu klein, um einen Elektromotor zu betreiben. Wenn überhaupt, gelingt dies nur mit dem kleinen Solarmotor mit Glockenanker. (Übrigens, dies ist für die Lehrkraft eine gute Gelegenheit, mit den Schülerinnen und Schülern das Problem der ausreichenden Leistung von Stromquellen zu diskutieren). Die zu niedrige Leistung der Obst-/Gemüsebatterie liegt vor allem daran, dass die Fläche unserer Nagelektroden zu klein ist und damit der Innenwiderstand zu groß bzw. die Stromstärke zu klein sind. Beim Anschließen des Solarmotors bricht die Spannung unserer Batterie zusammen. Doch die niedrige Leistung liegt nicht nur an der kleinen Elektrodenfläche, sondern vor allem an den fehlenden Kupferionen an der Cu-Elektrode (siehe Teilexperimente 2.4.4 und 2.4.6!).

2.4.2 Teilexperiment 2: Die „Zitronen-Batterie“: Was erfüllt welchen Zweck?

In einem ersten Schritt der Variation der Versuchsbedingungen werden die Metalle und das leitende Medium Obst bzw. Gemüse systematisch ausgetauscht. Als erste Schlussfolgerung soll den Schülerinnen und Schülern deutlich werden, dass es immer verschiedene Metalle sein müssen, die man miteinander kombiniert, dass also der Strom keineswegs „aus der Zitrone“ kommt, und dass das leitende Medium austauschbar ist.

Nur wenn zwei verschiedene Metalle eingesetzt werden, entsteht eine Spannung. Die Salzlösung (Ionenlösung) im Obst oder im Gemüse stellt als Elektrolyt die notwendige Verbindung zwischen den Metallnägeln (Elektroden) her: So wird der Stromkreis geschlossen.

2.4.3 Teilexperiment 3: Die „Zitronen-Batterie“ ohne Zitrone

Die „Zitronen-Batterie“ ohne Zitrone variiert den Elektrolyten. Der Versuch mit der Zitronensäure suggeriert noch, es käme auf die bestimmte Frucht oder gar auf die Säure an. Mit dem erfolgreichen Einsatz von Kochsalz wird klar, dass es sich um ein wässriges Medium handeln muss, in dem Ionen gelöst sein müssen. Damit wird die unverzichtbare Funktion des Elektrolyten deutlich, nämlich durch (Ionen-)Leitung den Stromkreis zu schließen.

2.4.4 Teilexperiment 4: Eine Batterie, die belastbar ist

Ein wichtiger Hinweis vorab: Falls Sie an Ihrer Schule kein Kupfersulfat zur Verfügung haben, muss dieses Teilexperiment leider entfallen. Die Aussage dieses Teilexperiments, dass die Konzentration an gelösten Cu^{2+} -Ionen entscheidend ist für die Leistung des Cu/Zn-Elements, können Sie allerdings fachlich und didaktisch anhand der Besprechung des Teilexperiments 6 nachholen. Die Kupfer-/Zink-Batterie mit Obst oder Gemüse, aber auch mit Säure oder Salzwasser ist in Wirklichkeit eine Wasserstoff/Zink-Zelle. Denn in der Kupfer-Halbzelle müsste die Kupferelektrode in eine Cu^{2+} -Lösung tauchen. In Wirklichkeit sind auf der Kupferseite aber nur Spuren von Cu gelöst, sodass nach kurzer Belastung an der Kupferelektrode nicht mehr Kupfer abgeschieden wird, sondern Wasserstoff (aus H^+ im Elektrolyten). Dies kann den Schülerinnen und Schülern anhand einer „belastbaren Batterie“ erklärt werden. In unserem Versuch verwandelt der Ersatz des Kochsalzes durch Kupfersulfat die Kupferelektrode von einer Wasserstoffelektrode in eine echte Kupfer-Halbzelle um.

Teilexperiment 4 kann auch genutzt werden, um die ersten Eckpunkte der Spannungsreihe der Metalle auf Basis der experimentellen Messwerte zu definieren. Allerdings darf man sich keine allzu gute Übereinstimmung mit wissenschaftlichen Tabellenwerten erwarten. Auch die Normierung auf die Standardwasserstoffelektrode muss an anderer Stelle erfolgen. Werden die Schülerinnen und Schüler darauf hingewiesen, dass die Werte in der Spannungsreihe der Metalle auf Normalkonzentrationen normiert sind, die Spannung also konzentrationsabhängig ist, gibt es keinen Widerspruch zu den von ihnen ermittelten Messwerten mehr. Übrigens kennt das jeder: Je mehr eine handelsübliche Batterie verbraucht ist, umso kleiner ist die Spannung.

2.4.5 Teilexperiment 5: Ein Kupferüberzug ganz von selbst?

Ein wichtiger Hinweis vorab: Falls Sie an Ihrer Schule kein Kupfersulfat zur Verfügung haben, muss dieses Teilexperiment leider entfallen. Dieses Teilexperiment klärt, warum Batterien und Akkus stets Separatoren brauchen. Ohne Separator kommt es zu einem internen Kurzschluss und in unserem Fall zur Kupferabscheidung an der Zinkelektrode. Dies müssten Sie den Schülerinnen und Schülern also ohne Experiment erläutern. Der zweite Aspekt dieses Teilexperiments, das Prinzip des Galvanisierens, ist für das Verständnis der Elektrochemischen Elemente dagegen verzichtbar, kann aber dazu dienen, einen Technikbezug herzustellen.

Alle Metalle, die man in die Salzlösung eines edleren Metalls eintaucht, überziehen sich an der Oberfläche mit aus der Lösung abgeschiedenem Edelmetall. Weil in den durchgeführten Versuchen das abgeschiedene Kupfer ganz fein verteilt ist, ist die Abscheidung nur anfänglich rötlich und wird dann unter Einfluss des Luftsauerstoffs zu dunklen Kupferoxiden oxidiert. Bei Raumtemperatur von ca. 21 °C beginnt die sichtbare Abscheidung von Cu auf der Münze, nach ca. 20 bis 30 Minuten, spätestens über Nacht, ist die Münze komplett überzogen. Bei Erwärmung geht es wesentlich schneller. Die Alufolie ist sichtbar angegriffen.

Mit diesem Experiment wird noch einmal gesondert der Effekt gezeigt, dass sich das Salz eines edleren Metalls spontan am unedleren niederschlägt. Ähnlich wie das stromlose Verkupfern funktioniert auch der Rostschutz bei verzinktem Eisen, was hier aber nicht ausgeführt werden soll. Auch die Reinigung von angelaufenem Silber mittels Alufolie in Kochsalzlösung beruht auf dem Phänomen eines Lokalelements. Die Zitronensäure trägt bei diesem Experiment übrigens dazu bei, dass die Kupferabscheidung gleichmäßig wird; Zitronensäure bildet mit Kupferionen in wässriger Lösung einen Komplex. Bezuglich Triebkraft und Energieumsatz zeigt das Experiment: Beim Verkupfern erfolgt der Elektronentransfer direkt zwischen den Metallatomen bzw. Metallionen, sozusagen als interner elektrischer Kurzschluss, die Energie wird als Wärme frei. In der elektrochemischen Zelle erfolgt der Elektronentransfer über einen äußeren Nutzstromkreis, elektrische Energie wird freigesetzt.

Welche Rolle spielt das Material der verwendeten Münzen? Das Material der Münzen, wie Nickel und Messing, spielt in unserem Experiment elektrochemisch keine Rolle. Die chemische Reaktion findet ausschließlich zwischen dem unedlen Aluminium (-1,66 V) und dem edlen Kupfer (+0,35 V) statt. Das unedle Aluminium geht in Lösung, die edlen Kupferionen scheiden sich an der Münze ab. Die Münze spielt also in unserem Experiment die Rolle einer inerten Elektrode. Würde man statt einer Münze z. B. einen Graphitstab verwenden, würde dieser sich ebenfalls mit Kupfer überziehen.

2.4.6 Teilexperiment 6: Eine professionelle Zink-Kupfer-Batterie

Ein wichtiger Hinweis vorab: Falls Ihre Schülerinnen und Schüler das Teilexperiment 4 nicht durchführen konnten, sollten sie das Teilexperiment 6 zur Klärung der in Teilexperiment 4 behandelten Aspekte nutzen.

Teilexperiment 5 hat gezeigt: Kupferelektrode und Zinkelektrode dürfen eigentlich nicht wie bei Teilexperiment 4 gemeinsam in Kupfersulfatlösung eintauchen. Denn als Konkurrenz zur Kupferabscheidung an der Kupferelektrode kommt es als interner Kurzschluss auch zur Abscheidung von Cu an der Zinkelektrode. Spannung und Strom sinken bei Belastung schnell ab. Um dies zu verhindern, muss man, wie in allen handelsüblichen Batterien und Akkus, die Elektrolyträume der beiden Elektroden durch einen Separator (teildurchlässige Membran) trennen. So wird eine Durchmischung und damit ein interner Kurzschluss verhindert. Hierzu können die Schülerinnen und Schüler zum Abschluss eine Art Daniell-Element selbst bauen. Auch wenn wir als Separator nur ein Papiertuch verwenden, wird das Prinzip deutlich. (In der Technik wird dazu heute meist eine Kunststofffolie mit definierter Porengröße verwendet, sodass die für den internen Stromkreis erwünschten Ionen (z. B. Chlorid oder Sulfat) durchpassen und die Metallionen nicht.) Schließlich soll das Erarbeitete auf die Zitronen-Batterie vom Teilexperiment 2 übertragen werden. Man kann erkennen, dass dort die Zellmembranen der Pflanzenzellen die Rolle des Separators übernehmen. Je nach Vorwissen der Schülerinnen und Schüler bzw. der Altersstufe sollten sie abschließend auch die Wort- und/oder Formelgleichung für die in den elektrochemischen Zellen ablaufenden Reaktionen aufstellen.

2.5 Durchführungsvarianten

- Alle Experimente können sowohl einzeln als auch in kleinen Gruppen durchgeführt werden. Bei der Variation der Metalle sowie bei den Langzeitexperimenten ist Gruppenarbeit sogar von Vorteil.
- Dies gilt auch immer dann, wenn aus Befunden Schlussfolgerungen gezogen werden sollen. In diesen Situationen hat sich die 1-2-4-Methode bewährt, bei der zunächst jede Schülerin bzw. jeder Schüler für sich klärt, welche Schlussfolgerungen sie bzw. er zieht, diese diskutiert sie bzw. er dann mit der Nachbarin oder dem Nachbarn, dann muss sich eine Vierergruppe auf eine Erklärung einigen und diese entweder zu Papier bringen oder mündlich ins Plenum (1-2-4-alle) einbringen.
- Bei allen Experimenten sind stark schwankende Messwerte zu beobachten. Dies liegt in den zahlreichen möglichen Störungen begründet, wie unterschiedlicher Wasser- oder Säuregehalt der Früchte, Beschaffenheit der Metalloberflächen, Kontakte zwischen Metall und Klemme usw. Abhilfe kann teilweise geschaffen werden, wenn die Metalloberflächen geschmirgelt und so angeraut werden. Experimente mit metallischem Aluminium sind stets problembehaftet: Oft wird Aluminium oxidiert, dann sind die Oberflächen fast chemisch inert. Aber auch unbehandeltes Aluminium ist von einer Oxidschicht überzogen, die elektrochemische Prozesse stark behindert. Bedarfsweise muss hier sehr kräftig aufgeraut werden. Wenn man beim Teilexperiment 5 zur Verkupferung, wie vorgeschlagen, etwas Zitronensäure beigibt, wird die unsichtbar dünne Oxidschicht der Alufolie aufgelöst und das Aluminium aktiv; es kann also elektrochemisch reagieren.
- Die Vertiefung in Richtung der Vorgänge auf Teilchenebene sollte davon abhängig gemacht werden, mit welcher Lerngruppe man es zu tun hat. Grundlage für die vertiefte Betrachtung ist der Ionenbegriff einschließlich des Wissens, dass sich Ionen in allen ihren Eigenschaften von den entsprechenden Atomen unterscheiden und dass sie Ladungsträger sind.

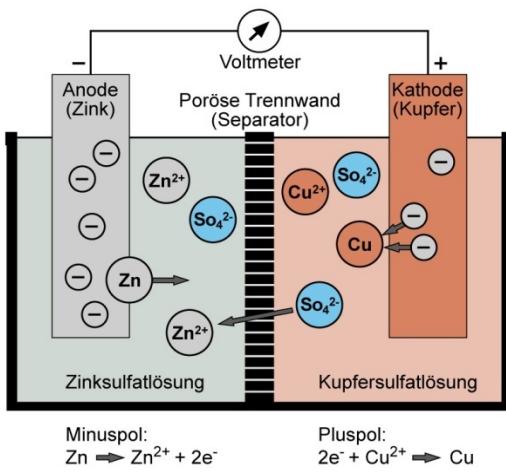


Abb. 1: Elektrochemische Zelle am Beispiel Zink-Kupfer (Daniell-Element).

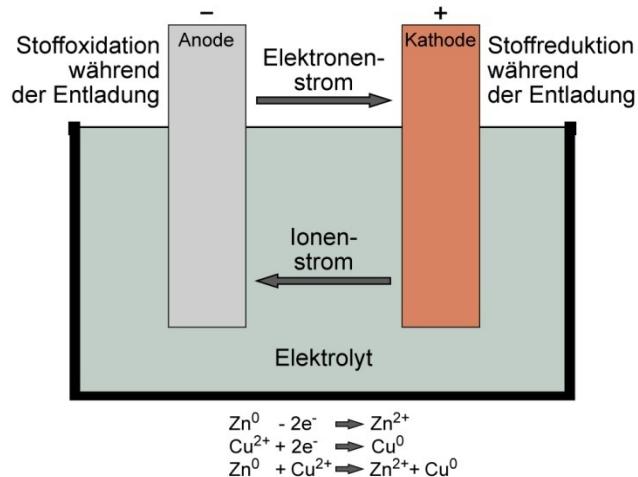


Abb. 2: Allgemeines Schema der Elektrochemischen Zelle als Redoxsystem.

Weiterforschen: Um die Bedeutung einfacher Batterien herauszustellen, können auch andere Verbraucher angeschlossen werden (z. B. Uhr). Benötigt man höhere Spannung, dann können mehrere Daniell-Elemente kombiniert werden. Man erreicht durch Reihenschaltung so jeweils ca. + 1 Volt. (Achtung, nicht über 10 Volt hinausgehen!)

Eine interessante Variante stellt auch die sog. Volta'sche Säule dar, bei der mehrere Metallplatten vertikal kombiniert wurden.

3 Ergänzende Informationen zum Experiment

Zur Vorbereitung bzw. zur Vertiefung dieses Experiments finden Sie ergänzende Medien auf dem Medienportal der Siemens Stiftung: <https://medienportal.siemens-stiftung.org>

4 Hinweise zur Durchführung der Teilexperimente

4.1 Räumlichkeiten

Es sind keine besonderen Räumlichkeiten notwendig.

4.2 Zeitbedarf

	Vorbereitung und Durchführung	Auswertung
Teilexperiment 1	10 – 15 min	15 min
Teilexperiment 2	15 – 20 min	20 min
Teilexperiment 3	15 – 20 min	10 min
Teilexperiment 4	bis zu 1 h (je nach Ausführlichkeit der Untersuchungen)	20 min
Teilexperiment 5	5 – 10 min	15 min Auswertung evtl. am folgenden Tag ca. 10 min
Teilexperiment 6	20 min (mit Formelaufstellung 30 – 40 min)	15 min

4.3 Sicherheitsaspekte

Die Versuche dürfen nur bei Anwesenheit und unter Aufsicht der Lehrkraft durchgeführt werden. Die Schülerinnen und Schüler sind darauf hinzuweisen, dass die bereitgestellten Materialien nur entsprechend den jeweiligen Anweisungen eingesetzt werden dürfen.

Bei diesen Experimenten achten Sie bitte auf folgende mögliche Gefahren und machen Sie auch Ihre Schülerinnen und Schüler darauf aufmerksam:

- Stellen Sie sicher, dass keine Schäden an wasserempfindlichen Materialien und Geräten entstehen können.
- Es muss darauf geachtet werden, dass der Akku nicht kurzgeschlossen wird. Es besteht Explosions- und Brandgefahr!
- Zitronensäure (Teilexperiment 5) ist reizend, in geringen Mengen allerdings harmlos (Bestandteil vieler Lebensmittel, Zitronensäurezyklus im menschlichen Körper). Es reizt die Augen, daher sollten bei Berührung die Augen gründlich mit Wasser abgespült und ggf. ein Arzt konsultiert werden. Bei den Experimenten mit Zitronensäure muss daher eine Schutzbrille getragen werden.
- Beim Umgang mit Kupfersulfat (Teilexperiment 4) ist darauf zu achten, dass kein Kontakt mit der Haut hergestellt wird, dass nichts davon verschluckt wird und dass nach Ende der Experimente alle Kupfersalz-haltigen Lösungen gesammelt und entsorgt werden. Kupfersulfat ist als gesundheitsgefährlich und umweltschädlich eingestuft. Gesundheitsgefährlich ist es allerdings nur beim Verschlucken größerer Mengen oder bei Langzeithautkontakt.

Kupfersulfat: Nach internationaler Gefahrstoffkennzeichnung GHS: „Gefahr“



H-Sätze: H302, H318, H410

P-Sätze: P273, P280, P313, P305+P351+P338

Zitronensäure: Nach internationaler Gefahrstoffkennzeichnung GHS: „Achtung“



H-Sätze: H319

P-Sätze: P280, P305+P351+P338, P337+P313

4.4 Benötigte Materialien

Die richtige Verkabelung und die richtige Benutzung von Multimeter, LEDs und Motor sollten je nach Kenntnisstand der Schülerinnen und Schüler von der Lehrkraft vorab erklärt, ggf. demonstriert werden.

Für **eine** Schülergruppe werden folgende Materialien benötigt:

Material	Anzahl
Abfallgefäß für Kupfersulfatlösung	1 für die ganze Klasse
Akku, 9 V	1
Alufolie, Rolle	1
Becher, 100 ml	3
Becher, 500 ml	3
Digitalmultimeter	1
Doppel-Propeller für Solarmotor klein	1
Gemüse (Gurke, Kartoffel, Zucchini); möglichst saftig; besonders gut eignen sich Essiggurken	nach Bedarf
Gummiband	2
Kaffeelöffel oder Spatel	1
Kochsalz, Karton	1
Kupfernagel (als Elektrode)	2
Kupfersulfat	1 für die ganze Klasse
LED rot (klares Gehäuse), 1,7 V	1
Messingmünze oder Nickelmünze	1
Messkabel-Set Banane/Kroko, je rot und schwarz	1
Nagel (Stahl, „Eisen“)	1
Obst (Zitrone, Orange, Kiwi, Apfel)	nach Bedarf
Obst oder Gemüse	1 – 2
Papiertaschentücher, -küchentücher oder Toilettenpapier	1
Pflanzenclip (als Motorständer)	1
Schale aus Kunststoff	1
Schutzbrille pro Schülerin/Schüler	1
Solarmotor klein, Glockenanker, 0,1 V/2 mA	1
Verbindungsleitung Kroko/Kroko	6
Zinknagel (als Elektrode)	2
Zitronensäure, Dose	1 für die ganze Klasse



Abb. 3: Geräte bzw. Materialien für eine Schülergruppe, beispielhafte Abbildung.

4.5 Aufräumen, Entsorgen, Recyceln

Fast alle verwendeten Geräte und Materialien sind wiederverwendbar. Daher sollten sie nach Beendigung des jeweiligen Experiments ordentlich aufgeräumt werden. So stellen Sie sicher, dass Sie bzw. Ihre Kolleginnen und Kollegen beim nächsten Einsatz alles schnell wiederfinden.

Geräte, die beim Experimentieren verschmutzt wurden, wie z. B. Becher, Schalen, Löffel, Reagenzgläser, sollten vor dem Zurücklegen erst gereinigt werden. Sinnvollerweise lässt man dies die Schülerinnen und Schüler gleich nach Beendigung des Experiments erledigen.

Stellen Sie zudem sicher, dass die Geräte wieder für den nächsten Einsatz betriebsbereit sind.

Beispielsweise sind benutzte Akkus gleich aufzuladen (Auch bei längerer Nichtbenutzung ist das Aufladen der Akkus sinnvoll.).

Materialien, die nicht wiederverwendbar sind, wie z. B. gebrauchte pH-Messstäbchen oder Filterpapier, sollten fachgerecht entsorgt werden.

Die Entsorgung der in diesem Experiment anfallenden Abfälle kann über den normalen Hausmüll bzw. den Ausguss erfolgen.

Ausnahme: Die Kupfersulfatlösung muss als anorganischer Chemieabfall entsorgt werden.