

Die Zink-Luft-Batterie und der Bleiakkumulator

1) Begriffe

- In einem **galvanischen Element** werden Redox-Reaktionen zur Erzeugung von elektrischem Strom ausgenutzt, es handelt sich also um einen elektrochemischen Energiewandler. Die Spannung/Potentialdifferenz eines galvanischen Elements wird **elektromotorische Kraft** ($\Delta E = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$) genannt.

In der elektrochemischen **Spannungsreihe** („Potentialreihe“) kann jedes Element an die tieferstehenden Elemente Elektronen abgeben, sie also reduzieren!

- Die **Nernstsche Gleichung**

$$E = E^\circ + \frac{RT}{zF} \ln \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \xrightarrow{25^\circ\text{C} \& \ln \rightarrow \lg} E = E^\circ + \frac{0,059(\text{V})}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}}$$

beschreibt das Redoxpotential **E**. Das Redoxpotential ist ein Maß für unterschiedlich starkes Reduktions- oder Oxidationsvermögen eines Redoxsystems $\text{Red} \leftrightarrow \text{Ox} + e^-$.

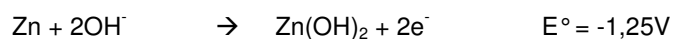
- Als **Primärelemente** (Batterien) bezeichnet man Systeme, bei denen die chemische Energie in Elektroden gespeichert ist; chemische (Redox-) Energie wird zu elektrischer Energie. Bei Anlegen einer Spannung ist keine Rückumwandlung in chemische Energie möglich.
- Bei **Sekundärelementen** (Akkumulatoren) dagegen sind die ablaufenden chemischen Prozesse durch Zufuhr von elektrischer Energie umkehrbar!

2) Versuch: Die Zink-Luft-Batterie ($\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}/\text{OH}^-/\frac{1}{2}\text{O}_2$)

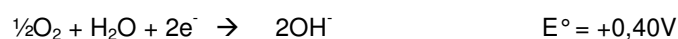
Durchführung: Ein Zink- und ein Aktivkohlestab werden in ein mit 6 N KOH gefülltes U-Rohr getaucht und mit einem Spannungsmessgerät verbunden.

Beobachtung: Am Spannungsmessgerät ist eine Spannung von ____ Volt abzulesen.

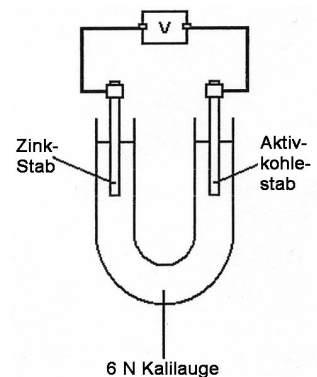
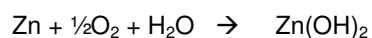
Erklärung: Anodenreaktion:



Katodenreaktion:



Gesamtreaktion:



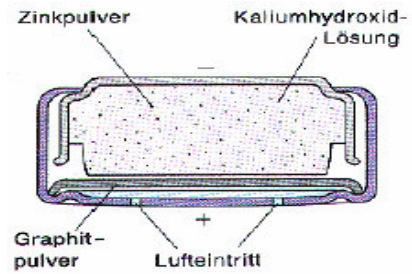
Die Spannung dieser Batterie entspricht (im Idealfall) der elektromotorischen Kraft dieses galvanischen Elements:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{Kathode}} - E^\circ_{\text{Anode}} = +0,40\text{V} - (-1,25\text{V}) = 1,65\text{V}$$

Umfeld des Versuchs **Zink-Luft-Batterie:**

- Die Zink-Luft-Batterie ist relativ umweltfreundlich, leistungsfähig, leicht (die Kathode muss man nicht herumtragen ☺) und preiswert. Wie alle Batterien ist sie nicht wiederaufladbar!
- **Verwendung** findet sie aufgrund ihrer Eigenschaften u.a. als Knopf-Batterie in Hörgeräten, als Batterie der Sicherheitsleuchten im Straßenbau, Energiequelle für Weidezäune und als Antriebsbatterie einiger Elektrofahrzeuge und Torpedos.
- Weitere, im Alltag gebräuchliche **Primärelemente** sind:

Alkaline-Batterien (1,5V), die z.B. in Handtaschenlampen, **Lithiumbatterien** (3,5V), die z.B. in Herzschrittmachern oder **Silberoxidbatterien** (1,5V), die z.B. in Armbanduhren Verwendung finden.



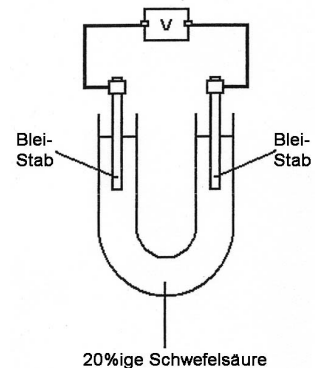
3) Versuch: Der Bleiakкумуляtor (Pb/Pb²⁺//Pb²⁺/PbO₂)

a) Der Bleiakкумуляtor unaufladen

Durchführung: Zwei Bleistäbe werden in ein mit 20%iger H₂SO₄ gefülltes U-Rohr getaucht und mit einem Spannungsmessgerät verbunden.

Beobachtung: Am Spannungsmessgerät ist eine Spannung von ____ Volt abzulesen.

Erklärung: Beide Elektroden sind identisch → keine Potentialdifferenz, also keine Spannung messbar!

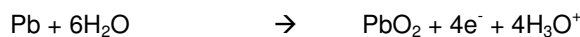


b) Das erste Laden des Bleiakкумуляtors: Formieren

Durchführung: Zwei Bleistäbe werden in ein mit 20%iger H₂SO₄ gefülltes U-Rohr getaucht und mit einer Spannungsquelle verbunden, mit der man eine Gleichspannung von ca. 4 Volt anlegt.

Beobachtung: An der Anode bildet sich PbO₂ und an beiden Elektroden ist Gasentwicklung zu beobachten.

Erklärung: Anodenreaktion:



zusätzlich findet an der Anode bei der Erstaufladung folgende Gasentwicklung statt:



Kathodenreaktion:



Gasentwicklung tritt hier auf, weil durch die anliegende Überspannung Wasser elektrolytisch gespalten wird.

c) Das Entladen des Bleiakкумуляtors

Durchführung: Die Spannungsquelle aus „b“ wird durch einen Verbraucher oder ein Voltmeter ausgetauscht.

Beobachtung: Am Spannungsmessgerät ist eine Spannung von ____ Volt abzulesen.

Erklärung: Anodenreaktion (hier jetzt der Minuspol):



Kathodenreaktion (hier jetzt der Pluspol):



Gesamtreaktion:

(SYMPROPORTIONIERUNG!)



Die Spannung dieses Akkumulators entspricht (im Idealfall) der elektromotorischen Kraft dieses galvanischen Elements:

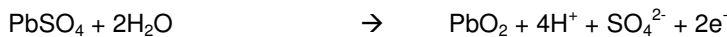
$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{Kathode}} - E^\circ_{\text{Anode}} = +1,685\text{V} - (-0,356\text{V}) = +2,041\text{V}$$

Anmerkung: Der angegebene Potentialwert bezieht sich auf die, der Löslichkeit des Bleisulfats entsprechende Bleiionen-Konzentration und unterscheidet sich deshalb vom diesbezüglichen Wert des auf eine einmolare Pb^{2+} -Konzentration bezogenen Normalpotentials! ⁽¹⁾

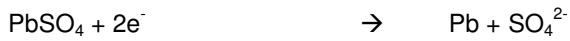
d) Das erneute Aufladen des Bleiakкумуляtors

Überlegung: Was geschieht beim erneuten Laden, also beim „ganz normalen“ Wiederaufladen des Bleiakкумуляtors?

Antwort: Anodenreaktion (hier jetzt der Pluspol):



Kathodenreaktion (hier jetzt der Minuspol):



Gesamtreaktion beim Wiederaufladen also: (DISPROPORTIONIERUNG!)

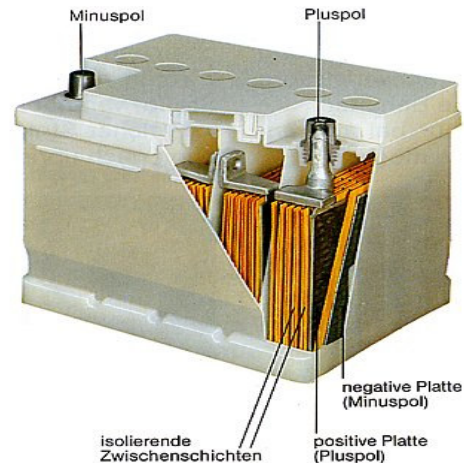


Anmerkung: Das Laden an sich ist nur aufgrund von **Überspannungseffekten** möglich! Bei $\text{pH} = 0$ des Elektrolyten sollte aufgrund der Polarisation die Redoxreaktion zur Wasserzersetzung (bei 1,24V Zersetzungsspannung) ablaufen, aber es findet im Normalfall keine Gasentwicklung beim Wiederaufladen statt. Die Elektrolyse des PbSO_4 erfordert 2,04V. Die hohen Überspannungen des Wasserstoffs und des Sauerstoffs ermöglichen das Wiederaufladen des Akkus, welche bei einer Zersetzungsspannung von ca. 2,3V durchgeführt wird. Erst bei etwa 2,4V bilden sich aus dem Wasser des Elektrolyten H_2 und O_2 . Der Akku „gast“ dann.

Umfeld des Versuchs Bleiakкумуляtor:

- Der Bleiakкумуляtor ist äußerst leistungsfähig, preiswert und erweist sich als relativ belastungsfähig. Die Nachteile dieses Akkumulators, die gleichzeitig die Einsatzmöglichkeiten etwas beschränken, sind das große Gewicht, die langen Ladezeiten und die Giftigkeit der Bestandteile.
- **Verwendung** findet der Bleiakku vor allem als Starterbatterie in Autos und als Antriebsbatterie in Elektrofahrzeugen, wie z.B. bei Gabelstaplern.
- Weitere, im Alltag gebräuchliche **Sekundärelemente** sind:

Ni-Cd-Akkus (1,3V) und **Ni-MH-Akkus** (1,2V), die z.B. in Fotoapparaten, Camcordern und ferngesteuerten Autos verwendet werden und **Lithiumionenakkus** (3-3,6V), die aufgrund ihrer großen Leistungsfähigkeit v.a. in Notebooks und Handys, aber auch z.B. in Camcordern Anwendung finden.



Quellen:

⁽¹⁾N. Wiberg, Lehrbuch der Anorganischen Chemie. Berlin 10¹1995

⁽²⁾E. Riedel, Anorganische Chemie. Berlin 5²2002