

# Redox III

---

## Table of Contents

Den Aufbau von allen kennengelernten Batterien und Akkus kennen.....	2
Das Prinzip der Spannungserzeugung (inkl. Wert der Spannung) anhand der Elektrodenpotentiale erklären können.....	4
Die Aufladbarkeit der Akkus genau erklären können .....	4
Erklären des Spannungsabfalls bei Akkus und Batterien.....	4
Erklären des Bleiakkus und dessen Aufladens im speziellen!.....	4
Erklären der Oxidation von Eisen (und andern Metallen) unter verschiedenen Bedingungen ..	5
Erklären des Prinzips der Opferelektrode inklusive Erklärung des entsprechenden Laborversuchs.....	5
Vollständiges Erklären der Brennstoffzellen und deren Vor- und Nachteile kennen.....	6
Vollständiges Erklären der Photosynthese und deren Bedeutung für Pflanzen und andere Lebewesen kennen.....	8
Verstehen des Zusammenhangs von Photosynthese und Redoxreaktionen.....	8
Vorgang des Eloxieren von Aluminium in Detail erklären können .....	9
Alle Prüfungsfragen von der letzten Prüfung beantworten können, um zu zeigen, dass man Redox-Reaktionen wirklich verstanden hat .....	10

## Info

There is no claim for completeness. All warranties are disclaimed.

[Creative Commons Attribution-Noncommercial 3.0 Unported license](https://creativecommons.org/licenses/by-nc/3.0/).



## Study Part

*The languages are kind of mixed up...*

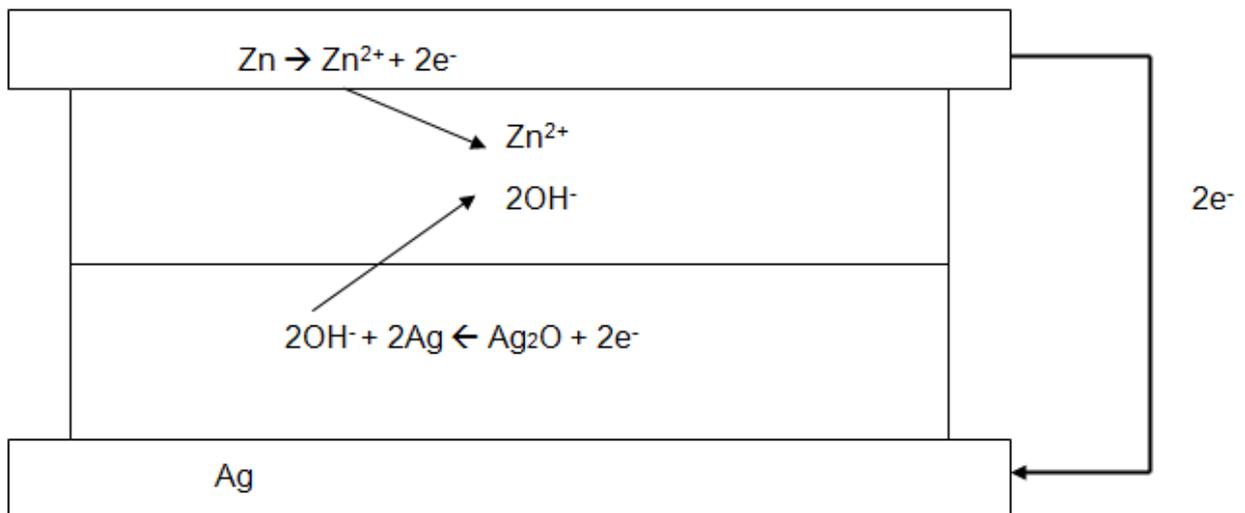
### *Batterien*

#### **Den Aufbau von allen kennengelernten Batterien und Akkus kennen**

Das Funktionsprinzip ist bei allen Batterien und Akkus dasselbe. Bei der Reaktion am **Minuspol** werden Elektronen freigesetzt, welche bei der Reduktion am **Pluspol** benötigt werden. Wodurch eine Ablagerungsschicht auf der Elektrode entsteht. Damit der Kreislauf geschlossen wird, wandern Ionen durch den Elektrolyten.

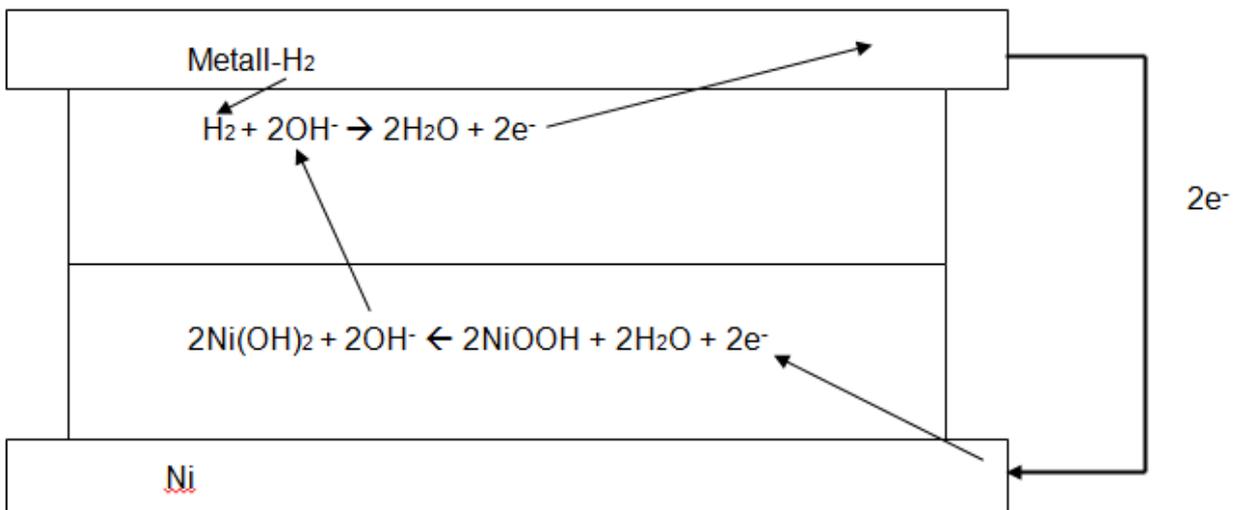
Um den Akku wieder aufzuladen, finden die Rückreaktionen statt, die Ablagerung wird grösstenteils abgebaut.

## Zink-Silberoxid-Knopfzelle



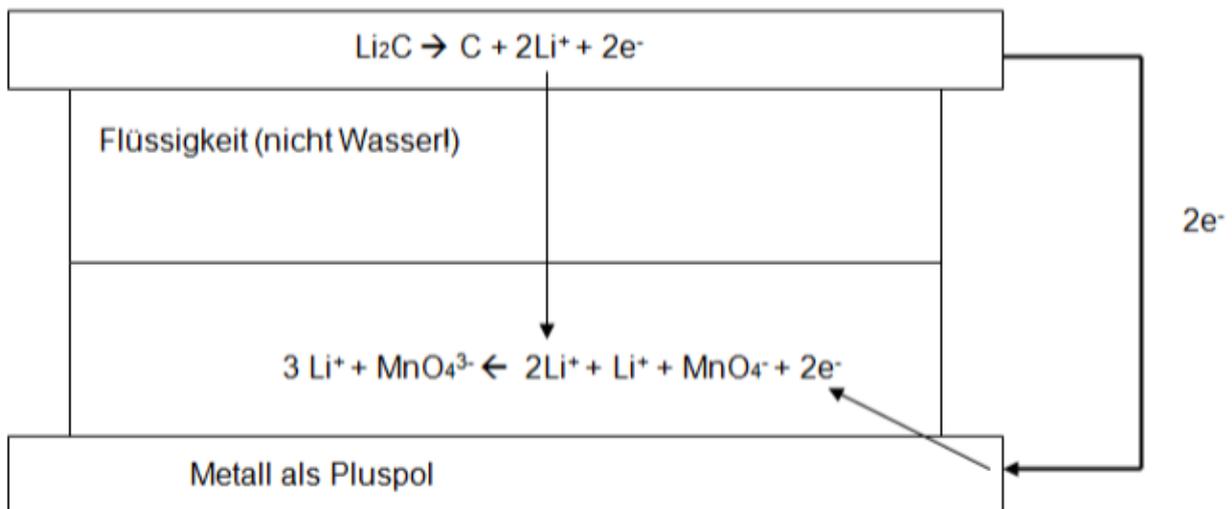
- Minuspol:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Pluspol:  $\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$

## Metallhydrid-Nickeloxid -Akku



- Minuspol:  $\text{Metall} - \text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Metall} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$
- Pluspol:  $2\text{NiOOH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$

## Lithium-Ionen-Akku



Li als Metall gibt Elektronen ab, fließen aussen rum hinunter;  $\text{Li}^{2+}$  wandert durch Flüssigkeit (Trennschicht) nach unten; wird unten wieder ausgeglichen

- Minuspol:  $\text{Li}_2\text{C} \rightarrow \text{C} + 2\text{Li}^+ + 2\text{e}^-$
- Pluspol:  $\text{LiMn}_2\text{O}_4 + 2\text{Li}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Li}_3\text{Mn}_2\text{O}_4$   
(anfangs ist *Mn* anders geladen als nachher)

### Das Prinzip der Spannungserzeugung (inkl. Wert der Spannung) anhand der Elektrodenpotentiale erklären können

z.B. *Li* und *Cu*  $\rightarrow 0.35 - 3.05 = 3.4\text{V}$ ;  $\text{Cu}^{+2}$  nimmt Elektronen auf; *Cu*- (Oder *Pt*-)Platte bringt Elektronen vom Verbraucher zum  $\text{Cu}^{+2}$ ; weiter ist ein Separator benötigt; **Achtung** *Li* reagiert mit  $\text{H}_2\text{O}$  lieber als mit *Cu*.

### Die Aufladbarkeit der Akkus genau erklären können

Um den Akku wieder aufzuladen, finden die Rückreaktionen statt, die Ablagerung wird grösstenteils abgebaut. Dadurch werden die Elektronen wieder so „zurückgebracht“, dass sie wieder reagieren  $\rightarrow$  Strom erzeugen können.

### Erklären des Spannungsabfalls bei Akkus und Batterien

Wenn Batterie im Einsatz ist, gibt es eine kurzzeitige Reduktion  $\text{Cu}^{+2}$  zu *Cu*, bis andere  $\text{Cu}^{+2}$  wieder da sind. (Handy-Akkus wärmen)

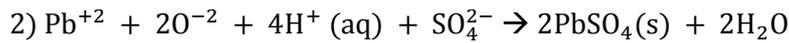
[Bei **Akkus** werden gewisse Strukturen zerstört und Konzentration der Ionen nimmt ab (wieder aufladbar, aber irgendwann nicht mehr möglich<sup>1</sup>).]

### Erklären des Bleiakkus und dessen Aufladens im speziellen!

**Beim Entladen:** (Die Schwefelsäure enthält  $\text{SO}_4^{-2} + 2\text{H}^+$ )

- *Minus – Pol*
  - 1)  $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{+2} + 2\text{e}^-$
  - 2)  $\text{Pb}^{+2} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq})$
- *Plus – Pol*
  - 1)  $\text{PbO}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{+2} + 2\text{O}^{-2}$

<sup>1</sup> Am Grund wird noch geforscht...  
Version 1.0b from 6/21/2012

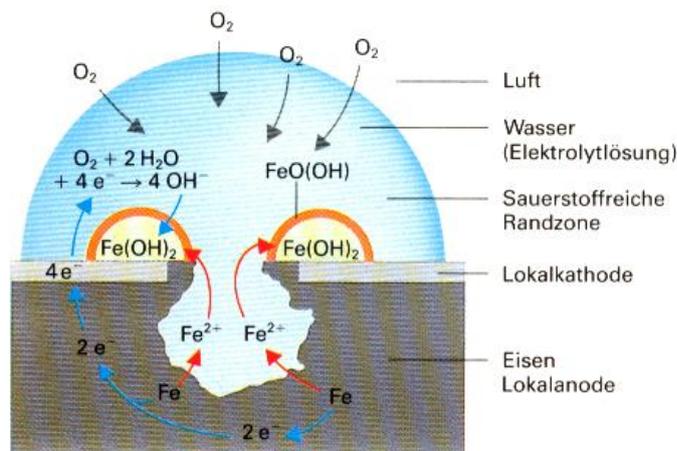


**Beim Aufladen** finden die Rückreaktionen statt. Die feste  $\text{PbSO}_4(\text{s})$  Schicht löst sich an beiden Polen wieder auf. Die Ionen der Schwefelsäure wandern von einem Pol zum andern!

Weil auf dem Pluspol Bleioxid auf der Oberfläche entsteht und dieses lässt ab einer gewissen Schichtdicke keine Elektronen mehr hindurch  $\rightarrow$  keine Leitfähigkeit mehr. Darum verwendet man viele aneinander gereihte Blei-Platten, um trotzdem eine grosse Oberfläche zu haben.

Beliebige Batterien selber ausdenken können

## Rosten



## Erklären der Oxidation von Eisen (und andern Metallen) unter verschiedenen Bedingungen

Unter dem Einfluss von Sauerstoff und Wasser wird das Eisen zu einem wasserhaltigen rotbraunen Eisenhydroxid oxidiert. Dieser Rost bildet eine poröse, bröcklige Schicht in die weiteres Wasser und Sauerstoff eindringen können. Deshalb kann ein Eisengegenstand im Laufe der Zeit völlig durchrosten.  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^-$  (Oxidation).

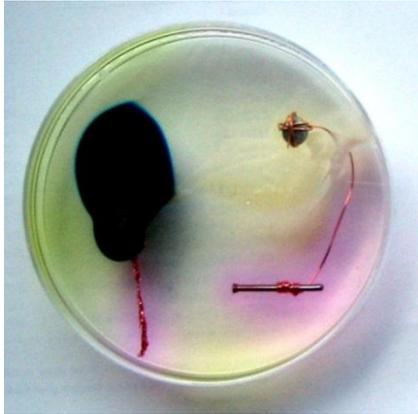
In einer sauren Lösung rostet das Eisen schneller, weil die elektrische Leitfähigkeit erhöht ist, der Ladungstransport in der Lösung wird daher erleichtert. Zudem reagiert Sauerstoff bei tiefem pH besser mit Wasser. (Siehe Tabelle) Je tiefer in der Liste desto mehr e- kann vom Wasser aufgenommen werden  $\rightarrow$  mehr  $\text{H}_3\text{O}^+$  (agressiver)

Konkret in Wasser passiert folgendes:  $\text{Fe} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$ , das Fe oxidiert zu  $\text{Fe}^{2+}$  + welches sich vom Feststoff ablöst. Das  $\text{H}_2\text{O}$  und das  $\text{O}_2$  reagieren zusammen zu der starken Base  $\text{OH}^-$ . Das  $\text{Fe}^{+2}$  mischt sich mit dem  $\text{OH}^-$  und nimmt ständig  $\text{O}_2$  auf welches dann die rote Rostschicht bildet.

## Erklären des Prinzips der Opferelektrode inklusive Erklärung des entsprechenden Laborversuchs

Eine Opferelektrode, auch Opferanode ist ein Stück unedles Metall, das zum Korrosionsschutz von Funktionsteilen aus anderen Metallen eingesetzt wird.

Das zu schützende Metall wird mit der Opferelektrode verbunden. Das zu schützende Metall fungiert als Kathode und das unedlere Metall als Anode. Das unedlere Opferanoden-Metall gibt seine Elektroden an den Sauerstoff ab und wird oxidiert. Die Opferelektrode wird mit der Zeit verbraucht und muss erneuert werden.



- Links in der Petrischale (Eisennagel ohne Zink)
  - o Eisennagel oxidiert (Blaue Farbe). An der Oberfläche des Kupfers bildet sich  $OH^-$  (rosa Farbe) das heisst  $O_2$  wird reduziert.
- Rechts in der Petrischale (Eisennagel mit Zink)
  - o Eisennagel oxidiert nicht. An der Oberfläche des Nagels bildet sich  $OH^-$  das heisst  $O_2$  wird reduziert.
  - o Zink wirkt als Opferelektrode.  $Zn$  wird zu  $Zn^{+2}$  oxidiert und verbindet sich mit  $2 OH^-$

### Brennstoffzellen

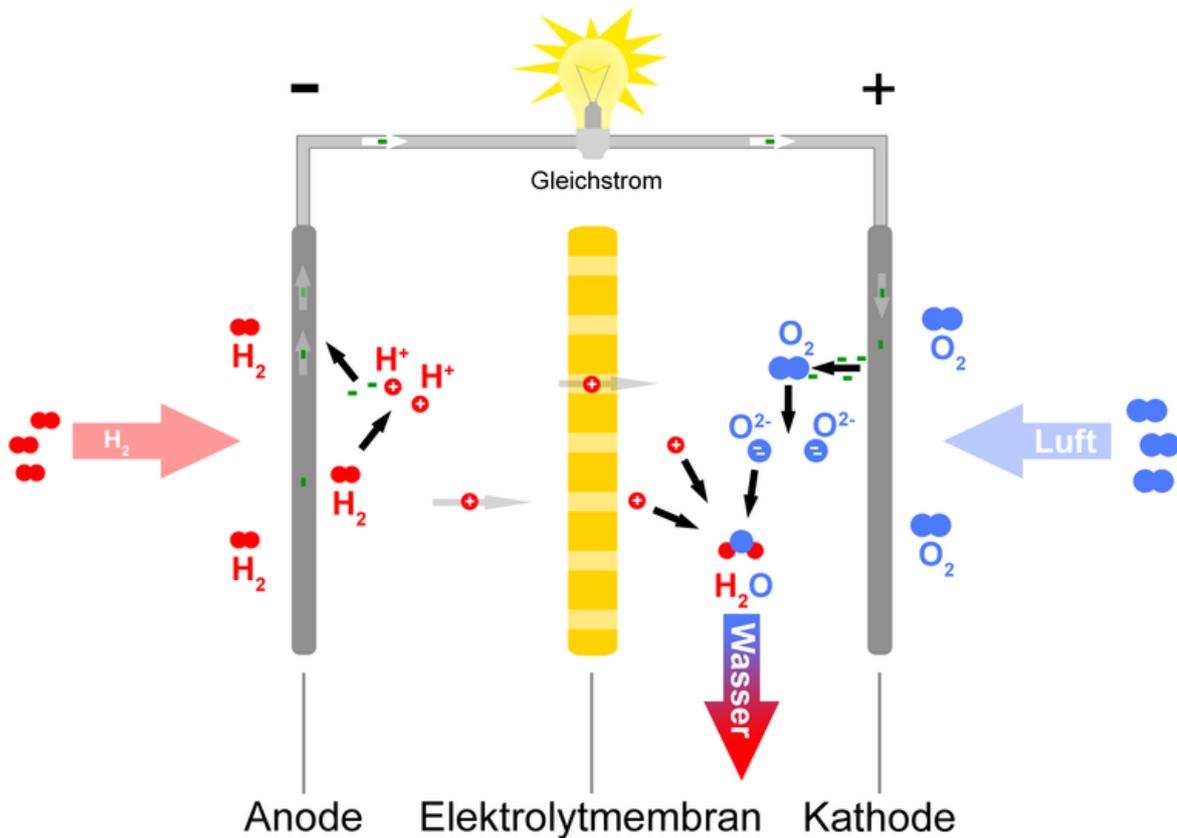
#### Vollständiges Erklären der Brennstoffzellen und deren Vor- und Nachteile kennen

The fuel cell consists of two electrodes which are separated by an electrolyte membrane. This membrane is an ion conductor and responsible renewing the fuel cell. Thus the fuel cell does not require any base or acid as an electrolyte. The plus pole is surrounded by the fuel (e.g. hydrogen, methane, methanol, solution of glucose) which is oxidized there. The minus pole is surrounded by the oxidation medium (e.g. oxygen or hydrogen peroxide) which is reduced there. The electron plates often consist of metal, nickel or nano-carbon-tubes. For better catalysis there are often coated with a catalyst (e.g. platinum or palladium), thus a higher efficiency is achieved.

The used materials for a fuel cell differ which leads to different types of fuel cells.

The combustible, here hydrogen, donates electrons at the plus pole and becomes an  $H^+$ -ion. This means it's being oxidized. The electrons flow via an electric consumer, for example a light bulb, to the minus pole. Simultaneously, the  $H^+$ -ions move through the membrane to the minus pole, too. The formed anions  $O_2^-$  react with the  $H^+$ -ions to water.

The newest generation of fuel cells, the so called reversible fuel cells, the combustion and electrolysis process is connected.



- Plus pole  $2H_2 \rightarrow 4H^+ + 4e^-$
- Minus pole  $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O_2^-$
- Total reaction  $2H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

A hydrogen-oxygen cell at a temperature of 25° C can theoretically generate 1.23V voltage. But this depends on the quality of the cell and the temperature. The higher temperature the higher is the electric efficiency. In reality only a voltage between 0.5V and 1V is achieved.

Fields of use are often self-sufficient systems, especially where the efficiency of the fuel is very important. These include space travel und sub-marine applications, where costs do not play a (big) role. What is more important is that the cell is light and space-saving. In a more general approach, one could also replace generators and batteries with fuel cells, because they're less heavy, more efficient and more silent. However the problem is the aforementioned costs, though in automotive industries much research is done on that subject and some first hydrogen cars exist. Also smaller fuel cells are developed, which might later on replace batteries in computers and cell phones and thus last much longer. (Just google this, at the moment many articles are written on this (Apple's handed in a patent request))

For the production of fuel cells, other energies have to be used (and natural resources) and thus one can find a lot of grey energy in fuel cells, which unfortunately emits greenhouse gases. In addition to that, the point made in the previous question about the question with steam reformation<sup>2</sup> (and the production of hydrogen in general) has to be solved.

<sup>2</sup> The so called steam reformation, where steam reacts with fossil fuels at very high temperatures (which is somewhat pointless, as fossil fuels are burnt in order to produce energy in a way that "doesn't use fossil fuels") is the method used the most

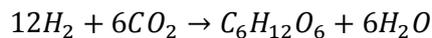
## Photosynthese

### Vollständiges Erklären der Photosynthese und deren Bedeutung für Pflanzen und andere Lebewesen kennen

#### Verstehen des Zusammenhangs von Photosynthese und Redoxreaktionen

Von uz

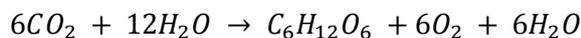
Bei der Photosynthese entsteht  $H_2$  (vereinfacht für  $NADPH$ ) aus  $H_2O$ , im Calvinzyklus entsteht  $CO_2$ , nachher *kleine* Schritte (grosser Schritt zu  $C_6H_{12}O_6$  notwendig; Calvin-Zyklus hat ca. 20 kleine Zwischenschritte)



*Biologie heute II; Schrödel-Verlag*

In der Fotosynthese wird aus Kohlenstoffdioxid und Wasser Traubenzucker, aufgebaut. Im Verhältnis zu  $CO_2$  enthält Traubenzucker weniger Sauerstoff, aber zusätzlich Wasserstoff. Chemisch gesehen ist deshalb die Fotosynthese eine Reduktion von Kohlenstoffdioxid.

Aus der Fotosynthese Gleichung geht hervor, dass der Wasserstoff im Traubenzucker aus dem Wasser stammt. Wassermoleküle müssen also gespalten werden. Es handelt sich um eine der chemischen Elektrolyse vergleichbare Zerlegung des Wassers. Bei der Elektrolyse wird Wasser durch elektrische Energie in Sauerstoffgas und Wasserstoffgas zerlegt. Bei der Fotosynthese erfolgt die Zerlegung des Wassers durch Lichtenergie. Deshalb spricht man von der Fotolyse des Wassers. Es entsteht ebenfalls Sauerstoffgas, welches aus einer Wasserspaltung in der Fotolyse entsteht. Die Fotosynthese Gleichung muss deshalb erweitert werden:

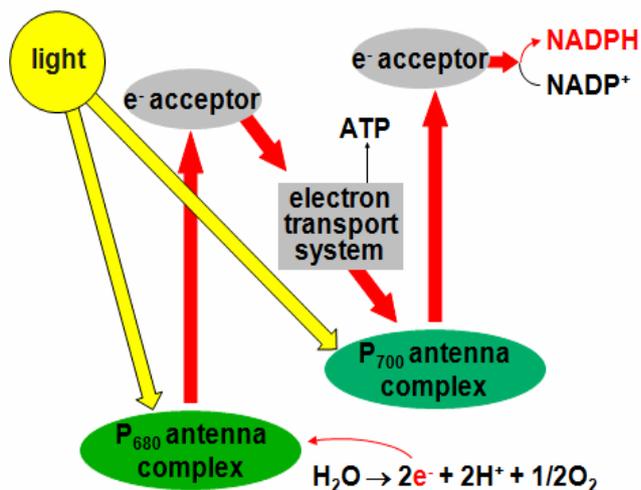
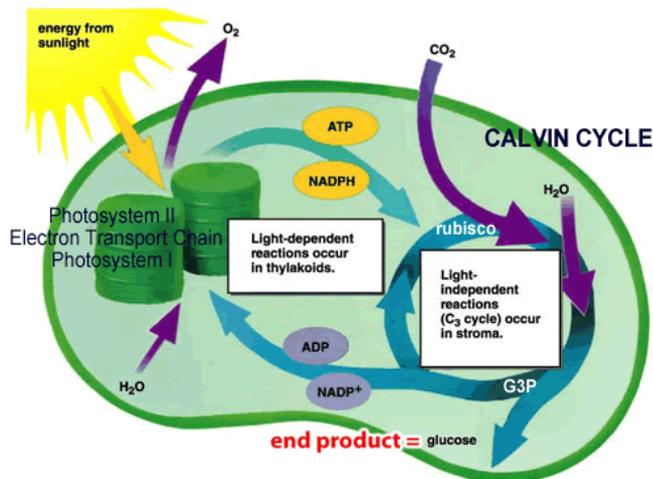


Wie kann Wasser durch Lichtenergie gespalten werden? Man hat auf der Innenseite der Thylakoidmembran ein Enzym gefunden, das Wassermolekülen Elektronen entzieht. Aus je zwei Wassermolekülen werden vier Elektronen abgespalten. Die beiden Sauerstoffatome verbinden sich zu einem Sauerstoffmolekül und vier Protonen ( $H^+$ ) werden freigesetzt. Woher stammt die Energie, die zur Abtrennung der Elektronen erforderlich ist? Der "Motor" für diesen Vorgang ist die Lichtanregung des P680 im Fotosystem II. Das angeregte Reaktionszentrum überträgt ein Elektron auf einen benachbarten Akzeptor. Dadurch entsteht am P680 eine Elektronenlücke (Positives Chlorophyll = starker Elektronenempfänger). Das positive Chlorophyll schließt die Lücke wieder, indem über ein Enzym dem Wasser Elektronen entzogen werden

Nun wollen wir den weiteren Weg des aus dem P680 abgegebenen Elektrons betrachten. Der Akzeptor wird durch die Elektronenaufnahme reduziert. Er wird jedoch sofort wieder oxidiert, indem er ein Elektron auf ein anderes System überträgt. Aufgrund des stetigen Wechsels zwischen oxidiertem und reduziertem Zustand bezeichnet man ein solches Molekül als Redoxsystem.

Das Elektron wandert auf diese Weise durch eine ganze Kette von Redoxsystemen. Man nennt eine solche Anordnung eine Elektronentransportkette. Eines dieser Redoxsysteme, der Cytochrom-Komplex, reicht durch die ganze Thylakoidmembran hindurch.

Innerhalb der Kette wird die Neigung zur Elektronenaufnahme von System zu System stärker. Die Elektronen wandern also in einem Energiegefälle "bergab". Das letzte Redoxsystem der Kette überträgt das Elektron auf das P700 im Fotosystem I. Das P700 kann aber das Elektron dann aufnehmen, wenn eine Elektronenlücke vorhanden ist. Wie im Fotosystem II wird auch diesem Reaktionszentrum durch Lichtanregung eine derartige Lücke geöffnet. Das angeregte P700 gibt ein Elektron an das eisenhaltige Redoxsystem Ferredoxin ab. Von hier wandert das Elektron zu der NADP<sup>+</sup>-Reduktase. Dieses Enzym führt die in der Fotolyse getrennten Elektronen und Protonen wieder zusammen. So entstehen zwei Wasserstoffatome. Diese werden auf das wichtige Coenzym NADP<sup>+</sup> übertragen und reduzieren zu NADPH. Dazu sind zwei Protonen und zwei Elektronen notwendig, sodass vier Lichtanregungsvorgänge pro NADPH erforderlich sind. Bei Belichtung fließen ständig Elektronen von Wasser zu NADP<sup>+</sup>. Dieser Elektronenfluss muss durch die bei den "Motoren" der ständig angetrieben werden. So wird die zur Reduktion von NADP<sup>+</sup> erforderliche Energie aufgebracht. Durch die Bewegung der Elektronen in der Elektronentransportkette wird zusätzlich Energie genutzt, um aus energiereichem ADP und Phosphat energiereiches ATP zu gewinnen.



### Labor & Weiteres

#### Vorgang des Eloxieren von Aluminium in Detail erklären können

- 1) Metallstück (Kugelschreiber-Hülle) in 5M NaOH geben, spülen, in 30% HNO<sub>3</sub> geben und dann in dest. Wasser

- 2) In einem Behälter, gefüllt mit 20% Schwefelsäure, in dem es ein Al-Blech (Kathode) hat und Al-Anhänger (Anode) werden die Hüllen oxidiert (1.6A, DC, 10V, 60° C)
- 3) Hülle wird nochmals gespült
- 4) Und anschliessend mit verschiedenen Farben (saure organische Verbindungen bilden Komplexe) gefärbt und anschliessend versiegelt

Durch das Vorbereitungsverfahren (1-3) werden im Al Poren geöffnet, die anschliessend mit Farbe gefüllt werden können (auch Korrosionsschutz)  $2Al^{+3} + 3H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 6H^+$ . Ein Teil des AL geht verloren und wird der Al-Oxid „ersetzt“ – die Hülle wächst.

**Alle Prüfungsfragen von der letzten Prüfung beantworten können, um zu zeigen, dass man Redox-Reaktionen wirklich verstanden hat**

dito