



Lerchenstraße 7
D - 90537 Feucht
Tel.: 09128 - 7240965
Fax: 09128 - 7240966
Mobil: 0178 - 368 1410

Ne³ eine Division von



<http://www.neee.biz>

Ne³ Never Ending Energie -- Lerchenstraße 7 – 90537 Feucht

Gewinnung HHO / Oxyhydrogen - die Kraftstoff-Alternative - durch Elektrolyse

Die Elektrolyse ist die **Umkehrung** der Vorgänge in einer Batterie, der Entladung eines Akkumulators oder des Betriebs einer Brennstoffzelle. Bei der Elektrolyse wird somit elektrische in chemische Energie umgewandelt. Besonders im Falle der Wasserzerlegung in Wasserstoff und Sauerstoff ist das auch das Ziel der Elektrolyse (Quelle: <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrolyse>).

Positiv geladene Oxonium-Ionen (H_3O^+) wandern im elektrischen Feld zu der negativ geladenen Elektrode (Kathode), wo sie jeweils ein Elektron aufnehmen. Dabei entstehen Wasserstoff-Atome, die sich mit einem weiteren, durch Reduktion entstandenen H-Atom zu einem Wasserstoffmolekül vereinigen. Übrig bleiben Wassermoleküle.

Kathodenraum: $2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ oder auch: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$

Der abgeschiedene, gasförmige Wasserstoff steigt an der Kathode auf, wobei der Kathodenraum basischer wird. Die negativ geladenen Hydroxid-Anionen wandern zur positiven Anode – soweit dies nicht durch die Teilung von Anoden- und Kathodenraum oder den Einsatz von Leitsalzen oder Ionenaustauschern verhindert wird – wobei sich negative Hydroxidionen mit Protonen zu Wasser neutralisieren oder sich an der Anode unter Elektronenabgabe zu Sauerstoff umwandeln.

Anodenraum: $4 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^-$ oder auch: $6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 \text{e}^-$

Auch hier steigt der abgeschiedene Sauerstoff als Gas an der Anode auf, gleichzeitig wird der Anodenraum saurer. Die entstandenen Protonen wandern in Richtung Kathode – analog zu den Vorgängen im Kathodenraum.

Die Gesamtreaktionsgleichung der Elektrolyse von Wasser lautet:

$4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Die auf der linken Seite stehenden Hydronium- (neuer: „Oxonium-Ionen“) und Hydroxid-Ionen entstammen der Autoprotolyse des Wassers: $8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 \text{OH}^-$

Die Elektrolysegleichung: $8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

bzw. nach Kürzen des Wassers: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$

Durch zwei Elektroden wird ein elektrischer Gleichstrom in eine leitfähige Flüssigkeit (siehe Elektrolyt) geleitet. An den Elektroden entstehen durch die Elektrolyse Reaktionsprodukte aus den im Elektrolyten enthaltenen Stoffen.

Die Spannungsquelle bewirkt einen Elektronenmangel in der mit dem Pluspol (Anode) verbundenen Elektrode und einen Elektronenüberschuss in der anderen, mit dem Minuspol (Kathode) verbundenen Elektrode. Die Lösung zwischen der Kathode und Anode enthält als Elektrolyte positiv und negativ geladene Ionen. Die positiv geladenen Kationen wandern durch das Anlegen einer Spannung zur negativ geladenen Kathode. An der Kathode nehmen sie ein oder mehrere Elektronen auf und werden dadurch reduziert. An der Anode läuft der entgegengesetzte Prozess ab. Dort geben die negativ geladenen Anionen Elektronen ab, werden also oxidiert. Die Menge der an der Anode übertragenen Elektronen ist gleich der an der Kathode übertragenen.

Die Spannung, die zur Elektrolyse mindestens angelegt werden muss, wird als Zersetzungsspannung (U_z oder E_z) bezeichnet.

Nach Überschreiten der Zersetzungsspannung wächst mit Spannungszunahme proportional auch die Stromstärke. Nach Faraday ist die Gewichtsmenge eines elektrolytisch gebildeten Stoffs proportional zu der geflossenen Strommenge (Stromstärke multipliziert mit der Zeit, siehe Faradaysche Gesetze).

Kurz nach Abschaltung einer Elektrolyse kann man mit einem Amperemeter einen Stromausschlag in die andere Richtung feststellen. In dieser kurzen Phase setzt der umgekehrte Prozess der Elektrolyse, die Bildung einer galvanischen Zelle ein. Hierbei wird nicht Strom für die Umsetzung verbraucht, sondern es wird kurzzeitig Strom erzeugt; dieses Prinzip wird bei Brennstoffzellen genutzt.

Mitunter ist es ratsam, zur Vermeidung unerwünschter chemischer Reaktionen Kathodenraum und Anodenraum voneinander zu trennen und den Ladungsaustausch zwischen Anoden- und Kathodenraum nur durch ein poröses Diaphragma - häufig ein Ionenaustauscherharz - stattfinden zu lassen.

Es gibt nur wenige Anodenmaterialien, die während der Elektrolyse inert bleiben, also nicht in Lösung gehen; Eisenanoden weisen im Vergleich zu anderen Anodenmaterialien nur eine sehr geringe Überspannung bei der Sauerstoffentwicklung auf, daher werden sie vorzugsweise bei der Erzeugung von Sauerstoff eingesetzt.

Geeignete Elektrodenmaterialien:

| Metall | Verwendet als Kathode | Verwendet als Anode | Häufige Elektrolysen |
|----------------------|------------------------------|----------------------------|--|
| Graphit (gebrannt) | ++ | ++ | Schmelzflußelektrolyse(Na, Li, Ca) |
| Graphit (gebrannt) | -- | ++ | Aluminiumelektrolyse |
| Kohlenstoff (glatt) | - | + | Fluorherstellung |
| Eisen | ++ | + | Wasserelektrolyse |
| Blei-Silberlegierung | - | + | Geringe Sauerstoffüberspannung/Brennstoffzelle |
| Blei | - | + | Elektrolyse in schwefelsaurer Lösung |
| Blei | - | + | Perchlorsäure |
| Titan | - | ++ | Hochbeständig bei NaCl-Elektrolyse |

Sowohl an der Kathode als auch an der Anode können Überspannungen auftreten und somit die benötigte Spannung gegenüber den Berechnungen nach der Nernst-Gleichung erhöhen. Die Überspannungen sind bei Gasbildungen (z. B. Wasserstoff- und Sauerstoffbildung) mitunter beträchtlich. Die aufgebrauchte Überspannungsenergie geht als Wärme verloren.

Um die Wirtschaftlichkeit von elektrolytischen Verfahren zu steigern, sollten die Verfahren bei möglichst hohen Stromdichten durchgeführt werden. Dies erreicht man indem man die Leitfähigkeit durch Salzzugabe oder durch Temperaturerhöhung

Zellwiderstand

Der elektrische Widerstand einer Elektrolysezelle behindert den Stromfluss (ohmsches Gesetz) und sollte daher minimiert werden, andernfalls geht Energie in Form von Wärme verloren. Der Widerstand einer Elektrolysezelle hängt vom Elektrodenabstand, von der Größe der Elektrodenfläche und von der Leitfähigkeit ab.

Allgemein gilt für die Berechnung des Widerstands einer Elektrolysezelle:

$$R(z) = \left(\frac{\text{Elektrodenabstand}}{\text{Elektrodenfläche}} \right) \cdot \left(\frac{1}{\text{Leitfähigkeit}} \right)$$

In destilliertem Wasser ist die Leitfähigkeit sehr gering – der Widerstand also sehr hoch – und eine Elektrolyse schlecht möglich.

Leitfähigkeit einiger Lösungen:

| Stoff | Leitfähigkeit (1/(Ohm·cm)) |
|--|----------------------------|
| Dest. Wasser | 0,00001 |
| 1 M KCl (wäss.) | 0,1020 |
| 0,1 M KCl (wäss.) | 0,0117 |
| 1 M HCl (wäss.) | 0,3320 |
| 1 M NaOH (wäss.) | 0,1840 |
| 4 M NaOH (wäss.) | 0,3500 |
| 2 M H ₂ SO ₄ (wäss.) | 0,3700 |