

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [44a faraday-gesetze]

Begriffe



Faradaysche Gesetze

Durch elektrischen **Gleichstrom** wird bei einer Elektrolyse ein elektrisch leitender Stoff, ein sogenannter **Elektrolyt**, zerlegt.

Es wird bei diesem Vorgang elektrische Energie in **chemische Energie** umgewandelt.

Zu den elektrisch leitenden Stoffe gehören Säuren, Laugen und Salzlösungen. Säuren, Laugen und Salzlösungen bestehen aus **Ionen**, also elektrisch geladene Teilchen.

In wässrigen Lösungen dissoziieren (zerfallen) die Salze in **frei bewegliche** geladene Teilchen. Es gibt positiv geladene Teilchen, die **Kationen** und negativ geladene Teilchen, die **Anionen**.

Bei der Elektrolyse wandern nun die Anionen zur Anode und die Kationen zur Kathode, werden an den Elektroden **entladen** und als Stoffe **abgeschieden**.

Bei einer Salzlösung wandert das Metallkation zur Kathode und wird dort unter Aufnahme eines Elektrons als Metall **abgeschieden**. Diesen Vorgang, die Elektronenaufnahme, nennt man **Reduktion**.

Als Reaktionsgleichung formuliert: $Me^+ + 1 e^- \rightarrow Me$

Das Nichtmetallanion wandert zur Anode und wird dort unter Abgabe eines Elektrons als Nichtmetall **abgeschieden**. Diesen Vorgang, die Elektronenabgabe, nennt man **Oxidation**.

Als Reaktionsgleichung formuliert: $NiMe^- - 1 e^- \rightarrow NiMe$

Die Masse des **abgeschiedenen** Metalls ist an der Kathode durch **Auswiegen** der Elektrode bestimmbar. Bei den Nichtmetallen kann man häufig das aufsteigende **Gasvolumen** bestimmen.

Michael Faraday (1791 bis 1867) erkannte einen Zusammenhang zwischen den **abgeschiedenen** Stoffmengen an den Elektroden und der fließenden Ladungsmenge. Diesen Zusammenhang formulierte er 1833-1834 in seinen Faradayschen Gesetzen.

1. Faradaysche Gesetz:

Die Stoffmenge eines **abgeschiedenen** Stoffes **ist proportional** zur Ladungsmenge

96485 C	X
abgeschieden	X
Anionen	X
Anzahl z der Elementarladung	X
Auswiegen	X
chemische Energie	X
Coulomb	X
doppelte Masse	X
Elektrolyt	X
Elektronen	X
entladen	X
Faraday-Konstante F	X
frei bewegliche	X
Gasvolumen	X
Gleichstrom	X
Ionen	X
ist proportional	X
Kationen	X
Ladung Q	X
m(Me)	X
$Me^+ + 1 e^- \rightarrow Me$	X
molare Masse	X
Oxidation	X
Reduktion	X
umgekehrt proportional	X
umgekehrt proportional	X
verdoppelt man	X

Q, die durch die Elektrolyseapparatur fließt.

$$Q \sim n$$

n ist die Stoffmenge, sie berechnet sich aus der gewonnenen Masse $m(\text{Me})$ des Metalls an der Elektrode durch:

$$n(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{M(\text{Me})}$$

dabei ist $M(\text{Me})$ die **molare Masse** des Metalls.

Die Ladung Q ermittelt man als Produkt der Stromstärke I gemessen in A (Ampere), die durch die Elektrolyse fließt und der Zeit t gemessen in s (Sekunden):

$$Q = I * t$$

Die Einheit für die Ladung ist C (**Coulomb**), $[Q] = 1 \text{ C} = 1 \text{ A} * \text{s}$

Aus der Proportionalität

$$Q = I * t \sim n$$

mit

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n * M$$

folgt

$$Q = I * t \sim \frac{m}{M}$$

das bedeutet somit:

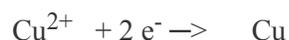
verdoppelt man die Stromstärke I oder die Zeit t, so scheidet sich auch die doppelte Stoffmenge, bzw. auch die **doppelte Masse** des Stoffes ab.

Außerdem stellte Faraday fest:

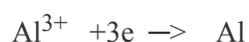
Die durch eine bestimmte Ladungsmenge abgeschiedene Stoffmassen verschiedener Stoffe ist proportional zur Molmasse, aber **umgekehrt proportional** zu den ausgetauschten **Elektronen**.

$$m(\text{Me}) \sim \frac{M(\text{Me})}{z(\text{Me})}$$

Ursache ist die Anzahl der Elementarladungen:



also scheidet bei gleicher Ladungsmenge, z.B. 1e, nur die Hälfte der Stoffmenge Cu gegenüber Silber ab. Für die Reaktion:



würde dann bei gleicher Ladungsmenge nur 1/3 der Stoffmenge abgeschieden

wurde dann bei gleicher Ladungsmenge nur 1/3 der Stoffmenge abgeschieden.

Daraus formulierte Faraday das 2. Faradaysche Gesetz:

Die durch gleiche **Ladung Q** an den Elektroden abgeschiedenen Stoffmengen verhalten sich **umgekehrt proportional** zur **Anzahl z der Elementarladung**, die an den Elektroden ausgetauscht werden

$$\frac{n(A)}{n(B)} = \frac{z(B)}{z(A)} \quad \text{mit} \quad n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n * M \quad \text{folgt:} \quad \frac{m(A)*M(B)}{m(B)*M(A)} = \frac{z(B)}{z(A)}$$

daraus folgt:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{z(B) * M(A)}{z(A) * M(B)}$$

Somit bestätigt Faraday, dass bei konstanter Ladung die an einer Elektrode abgeschiedene Stoffmenge nur von der der Anzahl der umgesetzten Elektronen abhängt.

Faraday bestimmte nun den Proportionalitätsfaktor k

$$Q = I * t = k * n$$

und stellte fest, dass bei einer Ladungsmenge $Q = 96485 \text{ C}$ genau 1 mol Ag abscheidet, aber: $\frac{1}{2}$ mol Cu und $\frac{1}{3}$ mol Al.

Die Ladungsmenge $Q = 96485 \text{ C}$ nennt man **Faraday-Konstante F**

Mit $k = z * F$ und $F = 96485 \text{ Coulomb}$, z ist die Anzahl der pro Mol umgesetzten Elektronen, folgt

$$Q = I * t = z * F * n = \frac{z * F * m}{M}$$