

# Faraday-Gesetze

Wie viel Stoff scheidet sich elektrolytisch ab?



LNCU.de  
ID 35888  
CC-BY-SA 4.0  
Online abrufen



Zuvor haben wir die **großtechnische Kupfergewinnung** kennengelernt. Es wäre doch mega cool, wenn sich vorhersagen oder berechnen ließe, **wie viel Kupfer** täglich gewonnen werden könnte.

Das stimmt. Hierfür bedienen wir uns einfach an den **Faraday-Gesetzen**. Deren Herleitung kannst Du in **M1**, **M2** und **M3** nachvollziehen! Eine Beispielrechnung findest du in **M4**.

## 1 Das 1. Faraday-Gesetz

$$n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

I = Stromstärke in Ampere (A)

z = Zahl der Elektronen, die bei der Abscheidung **eines Teilchens** an der Elektrode ausgetauscht werden

n = Stoffmenge in mol

## 1 Das 2. Faraday-Gesetz

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{z_2}{z_1}$$

t = Zeit in Sekunden

F = 96485 A · s · mol<sup>-1</sup> (Faraday-Konstante)



## Aufgaben

- Untersuchen** Sie mithilfe von **M1** den Zusammenhang zwischen dem Wasserstoff-Volumen (H<sub>2</sub>) und den Parametern Zeit (t) sowie Stromstärke (I). **Geben** Sie die Verhältnisse in Form von Je-desto-Aussagen **an**, wenn jeweils die andere Größe konstant bleibt.

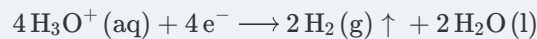
## M1 Messungen bei der Elektrolyse von Wasser

Elektrolysiert man verdünnte Schwefelsäure an blanken Platinelektroden, finden an den Elektroden folgende Reaktionen statt:

### 1 Anode (Oxidation, + Pol)



### 2 Kathode (Reduktion, - Pol)



### ELEKTROLYSEZELLE

### BETRIEBSMODUS

Stromstärke konstant

Zeit konstant

### 🕒 GEWÜNSCHTE ZEIT

0 s

10 s

20 s

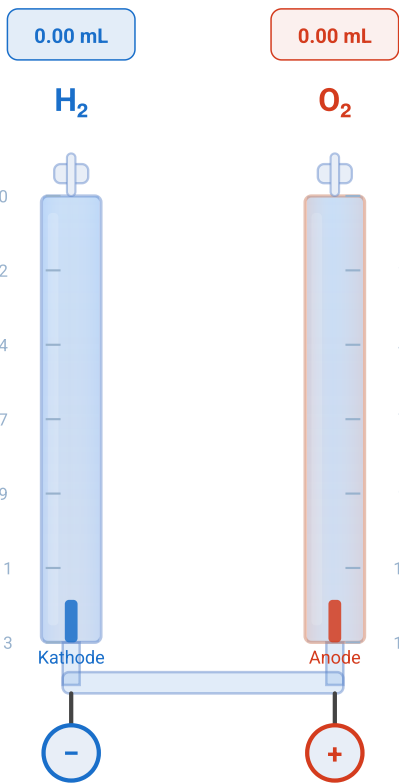
30 s

40 s

50 s

60 s

Zurücksetzen



● Konstante Stromstärke:  $I = 2 \text{ A}$

### DIAGRAMM



Aktuell:  $V(\text{H}_2) = 0.00 \text{ mL}$  bei  $I = 2 \text{ A}$

In der Realität sind die Gase Wasserstoff und Sauerstoff farblos. Zur besseren Veranschaulichung wurden sie in dieser Simulation farblich hervorgehoben.

## M2 Das 1. Faraday-Gesetz

Aus **M1** können wir entnehmen, dass die Stoffmenge  $n$  eines an einer Kathode abgeschiedenen Stoffes direkt von der geflossenen Ladung  $Q$  abhängt:

3 Die Ladung  $Q$  ist physikalisch das Produkt aus Stromstärke und Elektrolysezeit

$$Q = I \cdot t$$

4 Die Stoffmenge ist proportional zur Ladung

$$n \sim Q$$

Wir betrachten nun, was an der Elektrode passiert, um ein einzelnes Teilchen abzuschneiden. Um ein Ion  $X^{z+}$  zu entladen, müssen  $z$  **Elektronen** übertragen werden. Jedes Elektron trägt die Elementarladung  $e$ :

5 Die Elementarladung  $e$  ist eine Konstante

$$e \approx 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$$

Die Ladung, die für ein einzelnes Teilchen benötigt wird, ist also:

6 Ladung für ein Teilchen

$$Q_{\text{Teilchen}} = z \cdot e$$

Wenn wir insgesamt  $N$  Teilchen abscheiden wollen, benötigen wir die Ladung all dieser Teilchen:

In der Chemie rechnen wir jedoch nicht mit Einzelatomen  $N$ , sondern mit der **Stoffmenge  $n$**  in mol. Hier kommt die Avogadro-Konstante  $N_A$  ins Spiel. Die Anzahl der Teilchen  $N$  ist das Produkt aus der Stoffmenge  $n$  in mol und der Avogadro-Konstante  $N_A$ :

8 Anzahl der Teilchen  $N$  (ausgedrückt über die Stoffmenge  $n$ )

$$N = n \cdot N_A \quad (N_A \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1})$$

Setzen wir dies in unsere Ladungsgleichung ein, erhalten wir:

9 Ladung für  $n$  mol Teilchen

$$Q = N \cdot z \cdot e = n \cdot N_A \cdot z \cdot e$$

Die Avogadro-Konstante  $N_A$  und die Konstante für die Elementarladung  $e$  lassen sich zu einer neuen Konstante zusammenfassen, der **Faraday-Konstante  $F$** :

10 Die Faraday-Konstante

$$F = N_A \cdot e \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$$

$$F \approx 96485 \frac{\text{A} \cdot \text{s}}{\text{mol}}$$

Jetzt führen wir die physikalische Messung und die chemische Abzählung zusammen:

12 Wenn

$$Q = I \cdot t$$

13 und

$$Q = n \cdot z \cdot F$$

14 dann gilt auch

$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F$$

Diese Gleichung lässt sich nun zur Stoffmenge  $n$  umstellen. Es ergibt sich **das erste Faraday-Gesetz**:

15 Das 1. Faraday-Gesetz

$$n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

7 Ladung für ein N Teilchen

$$Q = N \cdot z \cdot e$$

Damit vereinfacht sich die Ladungsgleichung zu:

11 Ladungsgleichung

$$Q = n \cdot z \cdot F$$

I = Stromstärke in Ampere (A)

t = Zeit in Sekunden

z = Zahl der Elektronen, die bei der Abscheidung eines Teilchens an der Elektrode ausgetauscht werden

$$F = 96485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$$

## M3 Das 2. Faraday-Gesetz

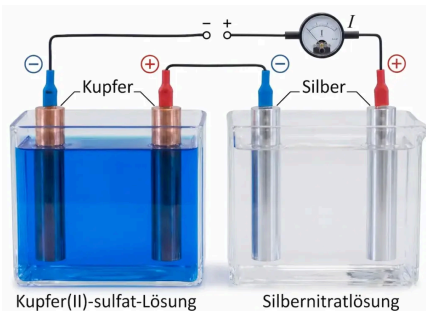
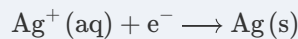


Abb. 1: Reihenschaltung zweier unterschiedlicher Elektrolysezellen. <sup>2</sup>

Die Abb. 2 zeigt eine Elektrolyseanordnung, bei der gleichzeitig eine Elektrolyse von Kupfer(II)sulfat-Lösung an Kupferelektroden und einer Silbernitrat-Lösung an Silberelektroden durchgeführt wird. Folglich wird an allen Elektroden in der gleichen Zeit die gleiche Ladung Q übertragen. Die folgenden Kathodenvorgänge finden statt:

16 Abscheidung von Silber



17 Abscheidung von Kupfer



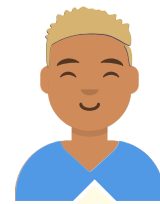
Die Abscheidung von 1 mol Kupferatomen erfordert somit eine doppelt so große Ladung wie die Abscheidung von 1 mol Silberatomen. Oder anders gesagt: Bei gleicher Ladung werden doppelt so viele Silberatome abgeschieden wie Kupferatome. Der Zusammenhang zwischen den Stoffmengen  $n_1$  und  $n_2$  von Portionen verschiedener Elektrolyseprodukte, die durch die gleiche elektrische Ladung Q abgeschieden werden lässt sich über das **zweite Faraday-Gesetz** ausdrücken:

18

$$Q = n_1 \cdot z_1 \cdot F = n_2 \cdot z_2 \cdot F$$

19 2. Faraday-Gesetz

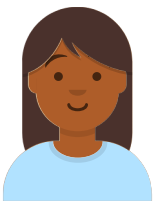
$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{z_2}{z_1}$$



Mit Hilfe der Faraday-Gesetze können nun die folgenden Dinge berechnet werden, die in der Industrie – beispielsweise bei der Metallgewinnung – von Bedeutung sind:

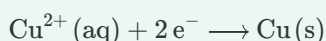
- Wie viel elementares Metall scheidet sich an der Elektrode nach einer bestimmten Zeit ab?
- Welche Stromstärke wird benötigt, um ein Metall an einer Elektrode abzuscheiden?
- Wie lange muss ich eine Elektrolyse durchführen, damit eine gewünschte Menge Metall an einer Elektrode abgeschieden wird?

## M4 Beispielrechnung



Bei der Elektrolyse einer Kupfer(II)sulfat-Lösung an Kupfer-Elektroden fließt **30 Minuten** lange ein Strom von **0,4 Ampere**. Welche Masse an Kupfer in Gramm scheidet sich an der Kathode ab?

### Reaktion an der Kathode



### Strategie

Mit Hilfe des ersten Faraday-Gesetzes die Stoffmenge (Teilchenanzahl in mol) von Kupfer berechnen, die abgeschieden wird. Dann mit Hilfe der molaren Masse von

### Gegebene Werte

$$I = 0,4 \text{ A}$$

$$t = 30 \text{ min} = 1800 \text{ s}$$

$$z = 2$$

Kupfer die Stoffmenge in eine Masse umrechnen.

$$F = 96485 \frac{\text{A} \cdot \text{s}}{\text{mol}}$$

$$M(\text{Cu}) = 63,546 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Die gegebenen Werte in die Formel für das erste Faraday-Gesetz einsetzen und die errechnete Stoffmenge von Kupfer in Gramm umrechnen:

20 Gegebene Werte einsetzen

$$n(\text{Cu}) = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{0,4 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}}{2 \cdot 96485 \frac{\text{A} \cdot \text{s}}{\text{mol}}} = \frac{720 \text{ A} \cdot \text{s}}{192970 \frac{\text{A} \cdot \text{s}}{\text{mol}}} = 0,00373115 \text{ mol}$$

21 Die Stoffmenge in eine Stoffmasse umrechnen

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = 0,00373115 \text{ mol} \cdot 63,546 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,23585 \text{ g}$$



Es scheiden sich ca. **0,236 g Kupfer** an der Kathode ab, wenn 30 Minuten ein Strom von 0,4 Ampere fließt.

Das **1. Faraday-Gesetz** kann umgestellt werden, je nachdem welche Größe berechnet werden soll.

Wenn beispielsweise berechnet werden soll, **wie lange eine Elektrolyse stattfinden muss**, um eine bestimmte Masse eines Elements abzuscheiden, muss die Gleichung nach  $t$  aufgelöst werden. Wenn die **benötigte Stromstärke** berechnet werden soll, muss die Gleichung nach  $I$  umgestellt werden.



## Übung zum 1. Faraday-Gesetz

- Berechnen** Sie, welche Metallmassen bei folgenden Elektrolysereaktionen abgeschieden werden:
  - Ni aus  $\text{Ni}^{2+}$ -Lösung | 1,25 A | 30 min
  - Bi aus  $\text{Bi}^{3+}$ -Lösung | 2,50 A | 45 min
  - Ag aus  $\text{Ag}^{+}$ -Lösung | 3,75 A | 125 min
- Wie groß ist die Stromstärke, wenn in 1 Sekunde aus einer Silbernitrat-Lösung 1,118 mg Silber abgeschieden wird?
- Wie lange muss bei einer Stromstärke von 0,1 A elektrolysiert werden, um 1 g Kupfer aus einer Kupfer(II)sulfat-Lösung abzuscheiden?
- Eine Lösung, die Zinn-Ionen enthält, wird 20 min mit 0,5 A elektrolysiert. Dabei scheiden sich 0,1845 g Zinn ab. Berechnen Sie die Ladung  $z$  des Zinn-Ions.  $M(\text{Sn}) = 118,6 \text{ g/mol}$
- Eine 1 molare Kupfer(II)chlorid-Lösung wird 30 Minuten lang bei einem Strom von 15 A elektrolysiert. Berechnen Sie, wie viel Gramm Kupfer und Chlor jeweils abgeschieden werden.  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$

## Übung zum 2. Faraday-Gesetz

Diese Aufgaben beziehen sich auf das nachfolgende Material **M5**.

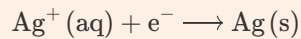
- Rechnen** Sie die Stoffmassen in Stoffmengen um. Vergleichen Sie die Werte mit den theoretischen Stoffmengen, die Sie mit Hilfe des ersten Faraday-Gesetzes zuvor rechnerisch ermitteln.
- Zeigen** Sie, dass das zweite Faraday-Gesetz hier gültig ist, indem Sie ihre berechneten Werte in den Term des zweiten Faraday-Gesetzes einsetzen und das Ergebnis **interpretieren**.

- 9 Bei der Elektrolyse einer Aluminiumsulfat-Lösung an Graphitelektroden scheidet sich **0,39 g Aluminium** an der Kathode ab. Wie viel Kupfer würde sich bei einer Elektrolyse einer Kupfer(II)sulfat-Lösung an Graphitelektroden abscheiden, wenn die Elektrolysedauer und Stromstärke identisch wäre?

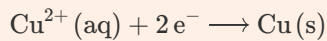
## M5 Übung zum 2. Faraday-Gesetz

In einer in Reihe geschalteten Elektrolyseanordnung, wie sie in **Abb. 3** zu sehen ist, wird eine Kupfer(II)sulfat-Lösung an Kupferelektroden und eine Silbernitrat-Lösung an Silberelektroden bei einer Stromstärke von **0,4 A** elektrolysiert. In dieser Anordnung wird an allen Elektroden in der gleichen Zeit die gleiche Ladung übertragen. An den Kathoden finden die folgenden Vorgänge statt:

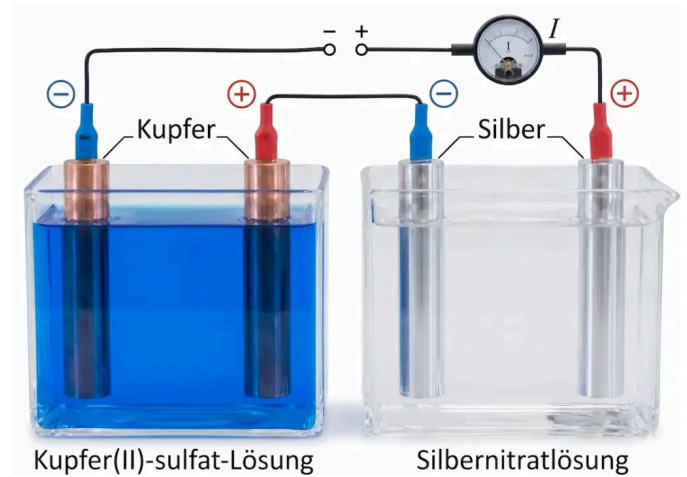
### 22 Abscheidung von Silber



### 23 Abscheidung von Kupfer



Nach der Elektrolysedauer von **20 Minuten** wurde die Elektrolyse beendet und die Kathoden gewogen. Dabei stellte man fest, dass sich an der Kupferkathode **0,158 g elementares Kupfer** und an der Silberkathode **0,537 g elementares Silber** abgeschieden haben.



**Abb. 2:** Reihenschaltung zweier unterschiedlicher Elektrolysezellen. <sup>2</sup>

## Einzelnachweise

- 1 David Weninger, 2026, erstellt mit Inkscape
- 2 **David Weninger, 2026, Bild KI-generiert mit Nano Banana 2 von Google Gemini.** Prompt: Fotorealistischer Laboraufbau auf rein weißem Hintergrund: Zwei Glasbecher nebeneinander, verbunden durch elektrische Kabel und ein Amperemeter. Linker Becher mit blauer Kupfer(II)-sulfat-Lösung und zwei Kupferelektroden. Rechter Becher mit klarer Silbernitratlösung und zwei Silberelektroden. Inklusive sauberer Beschriftungen in Schwarz: „Kupfer“, „Silber“, „Kupfer(II)-sulfat-Lösung“ und „Silbernitratlösung“, sowie Plus- und Minus-Symbole an den Elektroden.