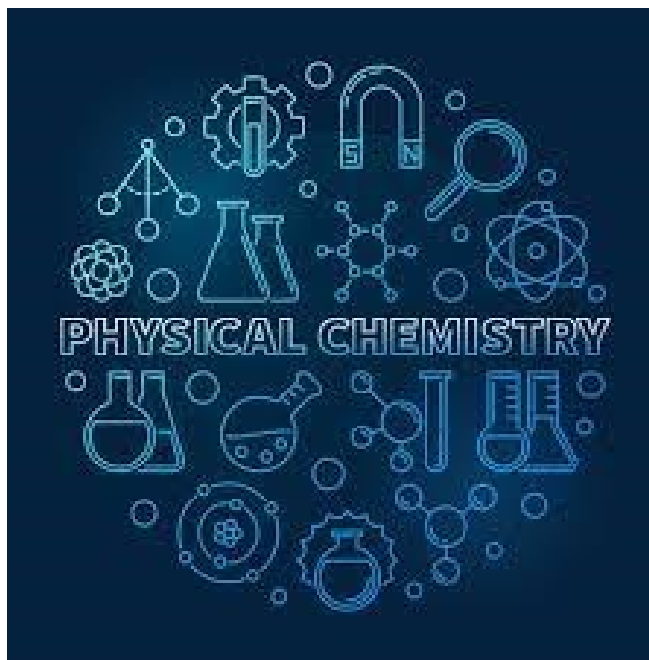
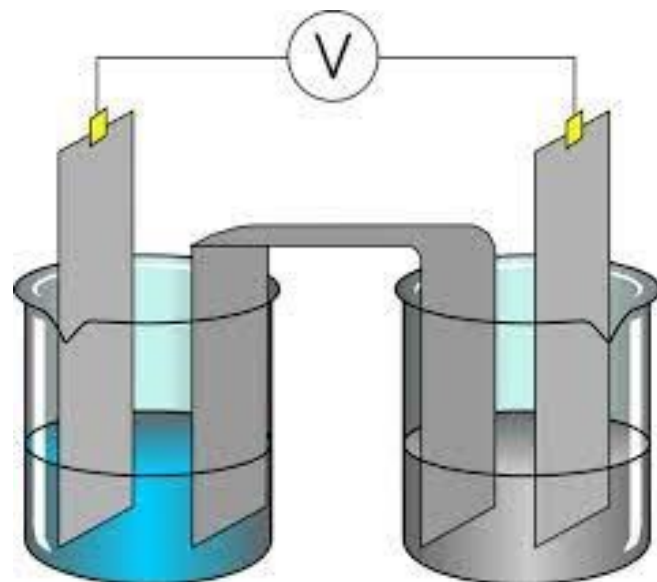


## Einführung in die Physikalische Chemie



Prof. S. Schlücker

1. Physikalische Größen und Einheiten
2. Thermodynamik: Zustandsgrößen, Gasgleichung
- 3. Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz**

# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

## **ENERGIE-ERHALTUNGS-SATZ:**

**Energie kann** weder erzeugt noch vernichtet werden,  
sie kann **nur von einer Form in eine andere Form umgewandelt werden.**

**Beispiel für Energie-Formen:**

**Mechanische Energie, elektrische Energie, chemische Energie, Lichtenergie.**

# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

## ENERGIE-ERHALTUNGS-SATZ:

**Energie kann** weder erzeugt noch vernichtet werden,  
sie kann **nur von einer Form in eine andere Form** umgewandelt werden.

Beispiel für Energie-Formen:

Mechanische Energie, **elektrische Energie**, **chemische Energie**, Lichtenergie.



# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

## ENERGIE-ERHALTUNGS-SATZ:

**Energie kann** weder erzeugt noch vernichtet werden,  
sie kann **nur von einer Form in eine andere Form** umgewandelt werden.

Beispiel für Energie-Formen:

Mechanische Energie, **elektrische Energie**, **chemische Energie**, Lichtenergie.

... wird Strom  
gemacht  
(Batterien).



Mit Chemie ...

# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

## ENERGIE-ERHALTUNGS-SATZ:

**Energie kann** weder erzeugt noch vernichtet werden,  
sie kann **nur von einer Form in eine andere Form** umgewandelt werden.

Beispiel für Energie-Formen:

Mechanische Energie, **elektrische Energie**, **chemische Energie**, Lichtenergie.

Mit Strom ...

**Elektrochemie!**



wird Chemie  
gemacht  
(Elektrolyse).

# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

## ENERGIE-ERHALTUNGS-SATZ:

**Energie kann** weder erzeugt noch vernichtet werden,  
sie kann **nur von einer Form in eine andere Form** umgewandelt werden.

Beispiel für Energie-Formen:

Mechanische Energie, **elektrische Energie**, **chemische Energie**, Lichtenergie.

Mit Strom ...

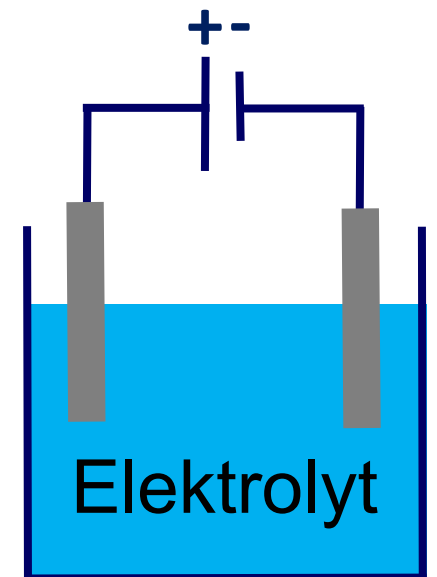
**Elektrochemie!**

wird Chemie  
gemacht  
(Elektrolyse).

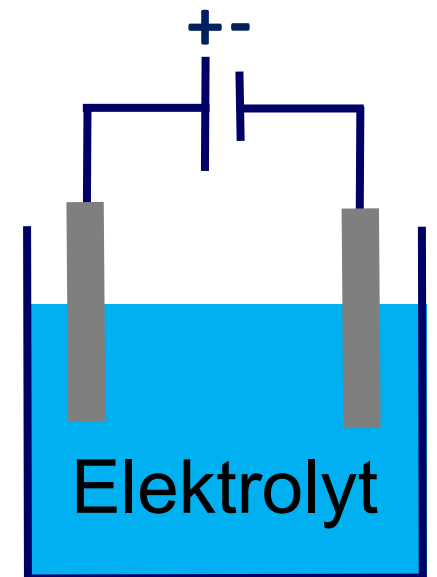
Ort des Geschehens: **Grenzfläche** zwischen  
Metall = Elektronen-Leiter (Elektrode)

und

**Ionen-Leiter (Elektrolyt)**



Ort des Geschehens: **Grenzfläche** zwischen  
Metall = Elektronen-Leiter (Elektrode)  
**und**  
**Ionen-Leiter (Elektrolyt)**





# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

Minus-Pol: Überschuß von Elektronen  $e^-$   $\Rightarrow$

Plus-Pol: Unterschuß von Elektronen  $e^-$   $\Rightarrow$

Merke:

kathodische Reduktion

anodische Oxidation

Spannung = Potential-Differenz

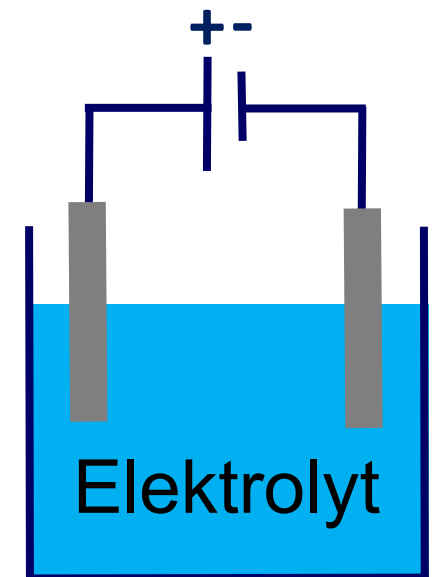
Elektrischer Strom = wandernde Elektronen  $e^-$

Ort des Geschehens: **Grenzfläche** zwischen

Metall = Elektronen-Leiter (Elektrode)

und

**Ionen-Leiter (Elektrolyt)**



# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

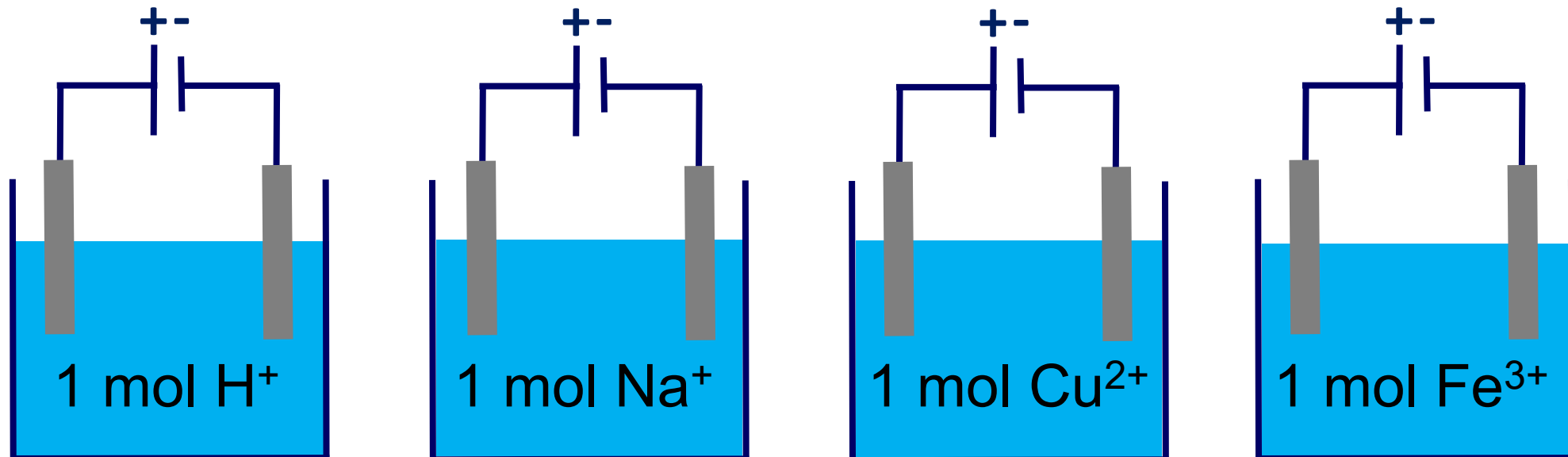
**Exp.**

Wir nehmen hypothetisch an (= Gedankenexperiment), dass sich nur positive Ionen (= Kationen) in den Bechergläsern befinden.

**Frage**

Was wird bei Stromfluß jeweils abgeschieden? An welchem Pol?

qualitativ



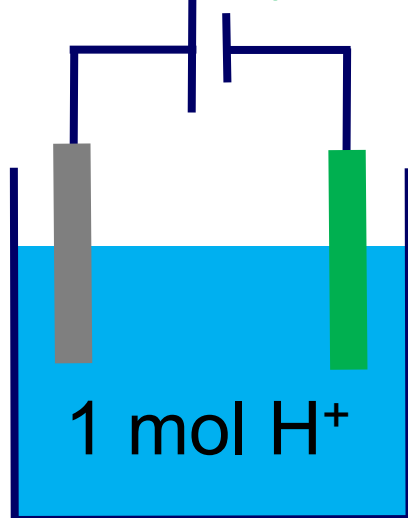
Merke:

kathodische Reduktion  
anodische Oxidation

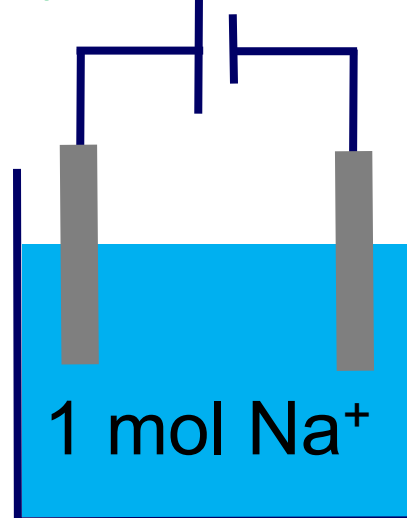
Was wird bei Stromfluß jeweils abgeschieden? An welchem Pol?

Beob.

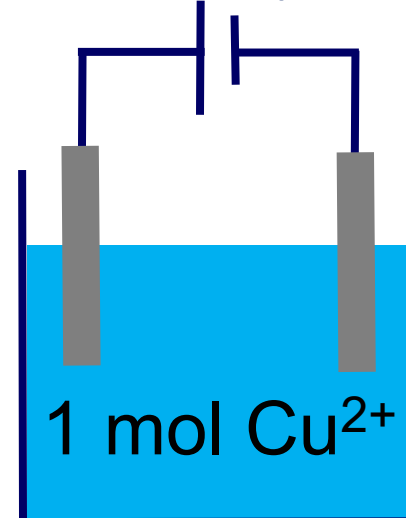
$H_2$  @Kathode  
+- (Minuspole)



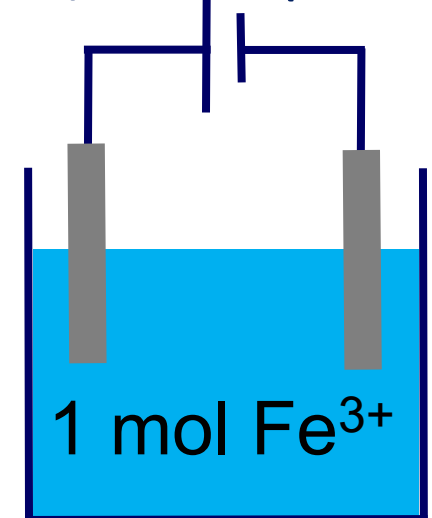
Na @Kathode  
+- (Minuspole)



Cu @Kathode  
+- (Minuspole)



Fe @Kathode  
+- (Minuspole)



# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

**Exp.**

Wir schicken jeweils 96485 C an Ladung durch.

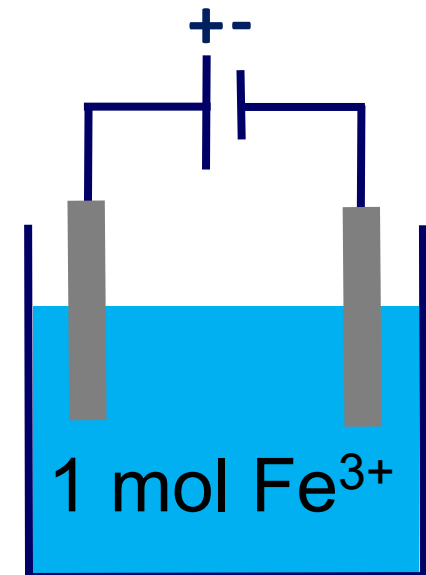
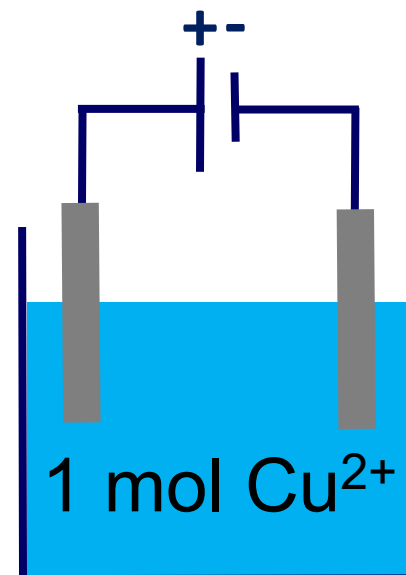
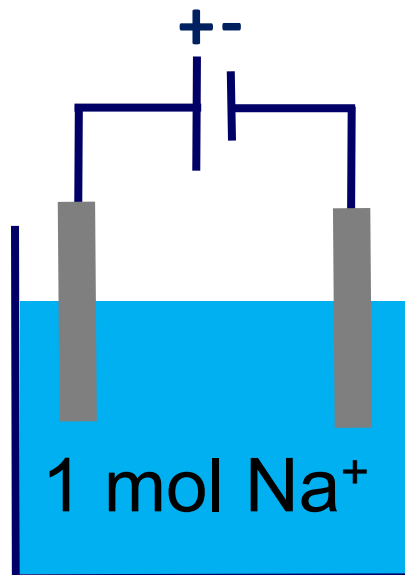
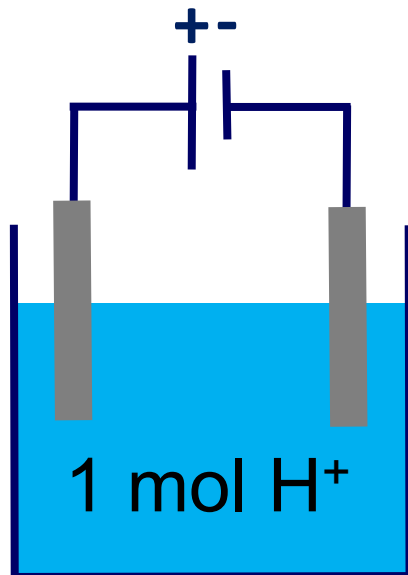
$$Q \text{ [C]} = I \text{ [A]} * t \text{ [s]}$$

Ladung = Strom mal Zeit

**Frage**

Wieviel wird jeweils abgeschieden?

quantitativ



# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

**Exp.**

Wir schicken jeweils 96485 C an Ladung durch.

$$Q \text{ [C]} = I \text{ [A]} * t \text{ [s]}$$

Ladung = Strom mal Zeit

**Frage**

Wieviel wird jeweils abgeschieden?

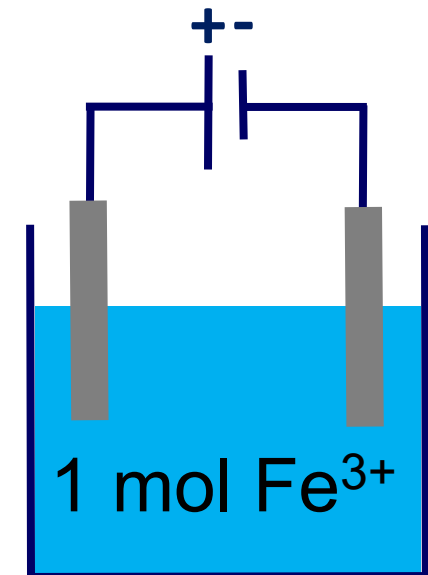
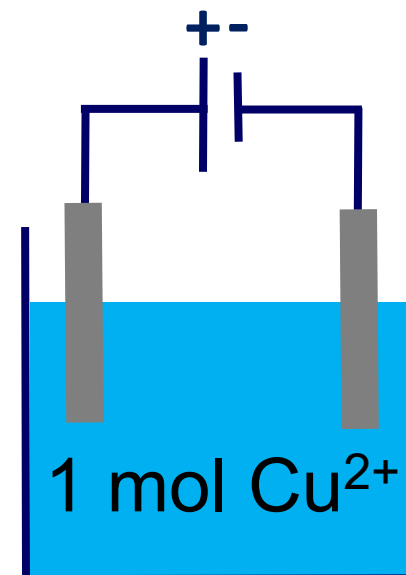
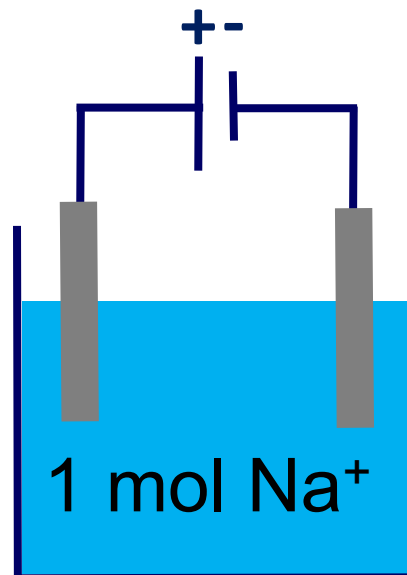
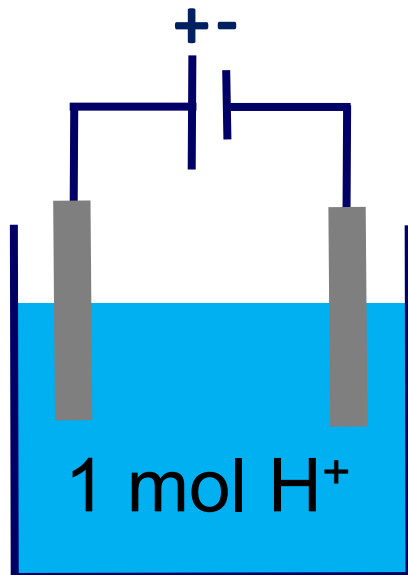
**Beob.**

1 g H<sub>2</sub>

23 g Na

31,75 g Cu

18,67 g Fe



# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

**Exp.**

Wir schicken jeweils 96485 C an Ladung durch.

$$Q \text{ [C]} = I \text{ [A]} * t \text{ [s]}$$

Ladung = Strom mal Zeit

**Frage**

Wieviel wird jeweils abgeschieden?

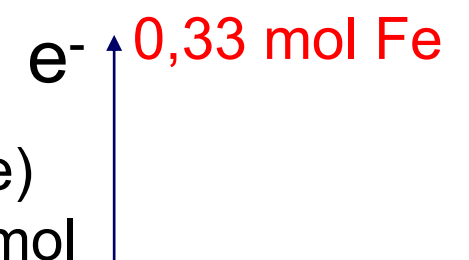
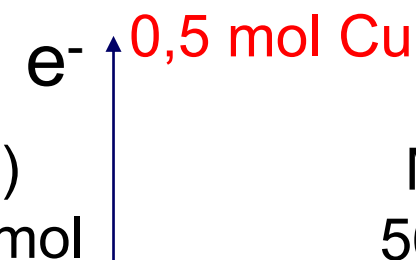
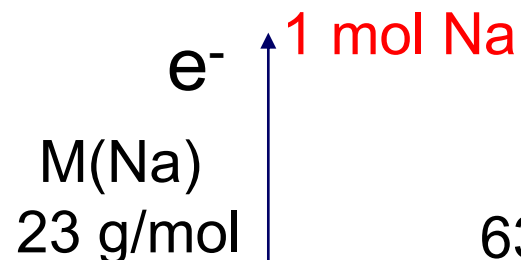
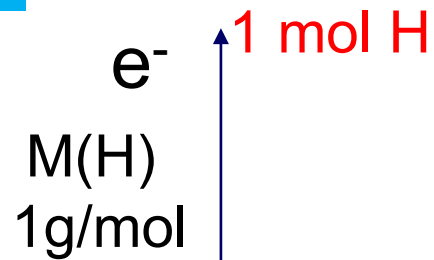
**Beob.**

1 g H<sub>2</sub>

23 g Na

31,75 g Cu

18,67 g Fe



**Erklärung:**



# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

Unabhängig von der chemischen Natur eines aus einem Elektrolyten abgeschiedenen z-wertigen Stoffes wird bei der Abscheidung der Stoffmenge n an einer Elektrode die Ladung Q benötigt:

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

Ladung = Strom \* Zeit (1 C = 1 As)

[bei konstantem Strom; sonst: Summe/Integral]

1 Coulomb = Ladung, die in 1 sec bei einem Strom von 1 A fließt

Die Ladung von n= 1 mol einwertiger Ionen (z=1) entspricht rund 96485 C

$$F = 96485 \text{ A s mol}^{-1} = N_A e_0 = \text{Avogadro-Konstante} \cdot \text{Elementarladung}$$

Für z-fache Ladung:  $Q = zF$

BEACHTEN

Direkte Proportionalität: je größer n, desto größer Q (qualitativ)

Direkte Proportionalität: je größer z, desto größer Q (qualitativ)

Proportionalitätsfaktor F („Geradensteigung“): um wieviel (Faktor) größer (quantitativ)

# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

**Exp.**

Wir schicken jeweils 96485 C an Ladung durch.

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

$$96485 \text{ C} = 1 \text{ mol} \cdot 1 \cdot 96485 \text{ C/mol}$$

**Frage**

Wieviel wird jeweils abgeschieden?

**Beob.**

1 g H<sub>2</sub>

23 g Na

31,75 g Cu

18,67 g Fe

1 mol H

1 mol Na

0,5 mol Cu

0,33 mol Fe

96485 e<sup>-</sup> = 1 mol e<sup>-</sup>  
reichen für: 1 mol H<sup>+</sup>  
**reduziert**

1 mol Na<sup>+</sup>

1/2 mol Cu<sup>2+</sup>

1/3 mol Fe<sup>3+</sup>

## Erklärung:

1 mol H<sup>+</sup>  
**vorliegend**

1 mol Na<sup>+</sup>

1 mol Cu<sup>2+</sup>

1 mol Fe<sup>3+</sup>



# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

**Exp.**

Wir schicken jeweils 96485 C an Ladung durch.

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

96485 C

= 1 mol · 1 · 96485 C/mol

**Frage**

Wieviel wird jeweils abgeschieden?

**Beob.**

1 g H<sub>2</sub>

23 g Na

31,75 g Cu

18,67 g Fe

1 mol H

1 mol Na

0,5 mol Cu

0,33 mol Fe

96485 e<sup>-</sup> = 1 mol e<sup>-</sup>  
reichen für: 1 mol H<sup>+</sup>

1 mol Na<sup>+</sup>  
reduziert

1/2 mol Cu<sup>2+</sup>

1/3 mol Fe<sup>3+</sup>

**Erklärung:**

1 mol H<sup>+</sup>

1 mol Na<sup>+</sup>  
vorliegend

1 mol Cu<sup>2+</sup>

1 mol Fe<sup>3+</sup>

# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

**Exp.**

Wir schicken jeweils 96485 C an Ladung durch.

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

$$96485 \text{ C} = 1/2 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 96485 \text{ C/mol}$$

**Frage**

Wieviel wird jeweils abgeschieden?

**Beob.**

1 g H<sub>2</sub>

23 g Na

31,75 g Cu

18,67 g Fe

1 mol H

1 mol Na

0,5 mol Cu

0,33 mol Fe

96485 e<sup>-</sup> = 1 mol e<sup>-</sup>  
reichen für: 1 mol H<sup>+</sup>

1 mol Na<sup>+</sup>

1/2 mol Cu<sup>2+</sup>  
reduziert

1/3 mol Fe<sup>3+</sup>

**Erklärung:**

1 mol H<sup>+</sup>

1 mol Na<sup>+</sup>

1 mol Cu<sup>2+</sup>  
vorliegend

1 mol Fe<sup>3+</sup>

# Elektrochemie: Elektrolyse & Faraday-Gesetz

**Exp.**

Wir schicken jeweils 96485 C an Ladung durch.

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

$$96485 \text{ C} = 1/3 \text{ mol} \cdot 3 \cdot 96485 \text{ C/mol}$$

**Frage**

Wieviel wird jeweils abgeschieden?

**Beob.**

1 g H<sub>2</sub>

23 g Na

31,75 g Cu

18,67 g Fe

1 mol H

1 mol Na

0,5 mol Cu

0,33 mol Fe

96485 e<sup>-</sup> = 1 mol e<sup>-</sup>  
reichen für: 1 mol H<sup>+</sup>

1 mol Na<sup>+</sup>

1/2 mol Cu<sup>2+</sup>

1/3 mol Fe<sup>3+</sup>

reduziert

**Erklärung:**

1 mol H<sup>+</sup>

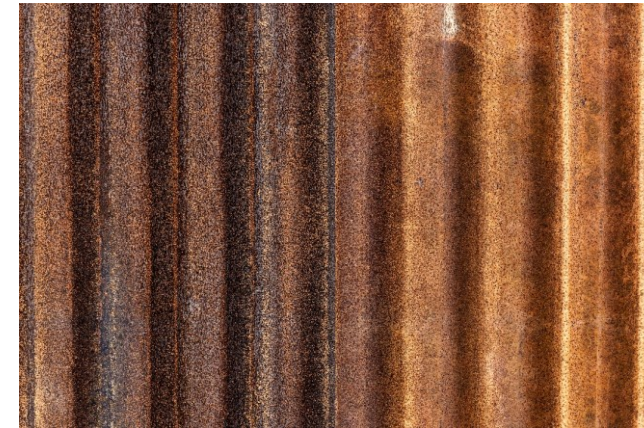
1 mol Na<sup>+</sup>

1 mol Cu<sup>2+</sup>

1 mol Fe<sup>3+</sup>

vorliegend

**Anwendung der Elektrolyse  
in der Galvanik:  
Schutz vor Rosten/Korrosion:  
Beispiel:  
galvanische Verzinkung von  
Schrauben  
Grundprinzip:  
Scheide ein edleres Metall  
auf einem unedleren Metall ab.**



**ungeschützt vs. geschützt**