

# Anorganische Experimentalchemie

Dr. Magdalena Rusan

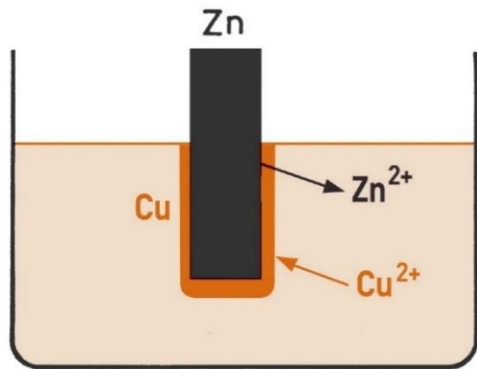
Elektrochemie

11.11.2025

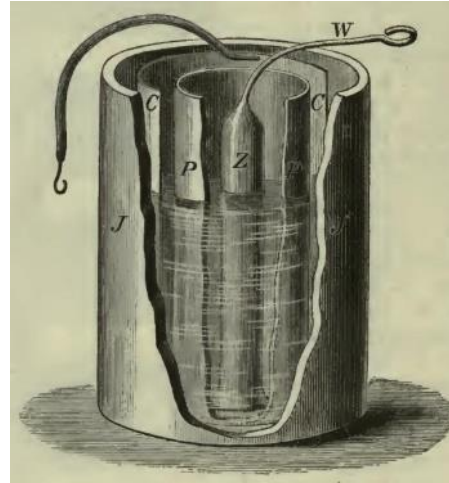
# Elektrochemie



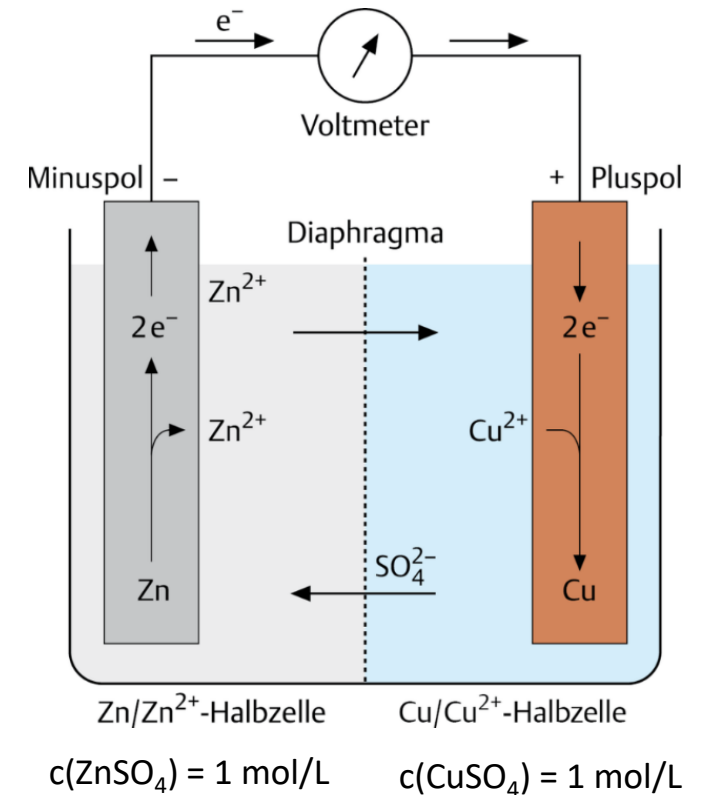
## Galvanische Elemente - Daniell Element



Redoxreaktion:  
„Elektronenfluss“



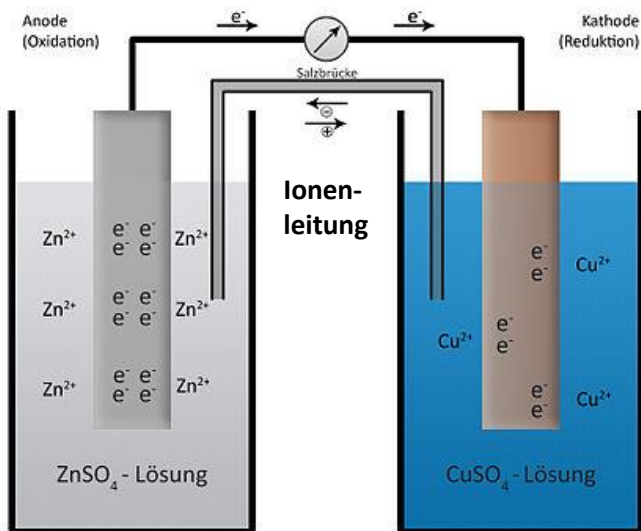
John Frederic Daniell, 1836



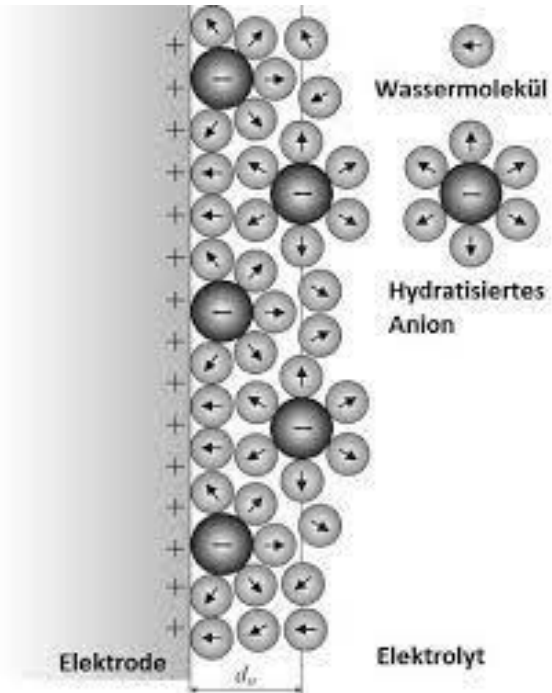
Nennspannung: 1,10 V

Redoxpotential von Kupfer: ( $E^0(\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ )

Redoxpotential von Zink: ( $E^0(\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ )



# Elektrochemie



Beim Übergang von Ladungsträgern zwischen Elektrode und Elektrolyt bildet sich an der Phasengrenze eine elektrochemische Doppelschicht und damit eine Potentialdifferenz aus.

In einem galvanischen Element existiert zwischen den beiden Halbzellen eine Potentialdifferenz. Diese ist in Form einer messbaren Spannung zwischen den Halbzellen beobachtbar.

→ nur Spannungsdifferenz ist messbar, aber nicht die Einzelpotentiale

[https://pure.mpg.de/  
rest/items/item\\_222  
8548\\_4/component/f  
ile\\_2228549/content](https://pure.mpg.de/rest/items/item_2228548_4/component/file_2228549/content)

→ Potentiale der Halbzellen werden im Vergleich mit einer Normalwasserstoffelektrode gemessen, deren Potential definitionsgemäß auf 0.0 V festgelegt ist.

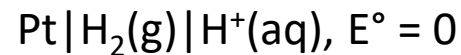
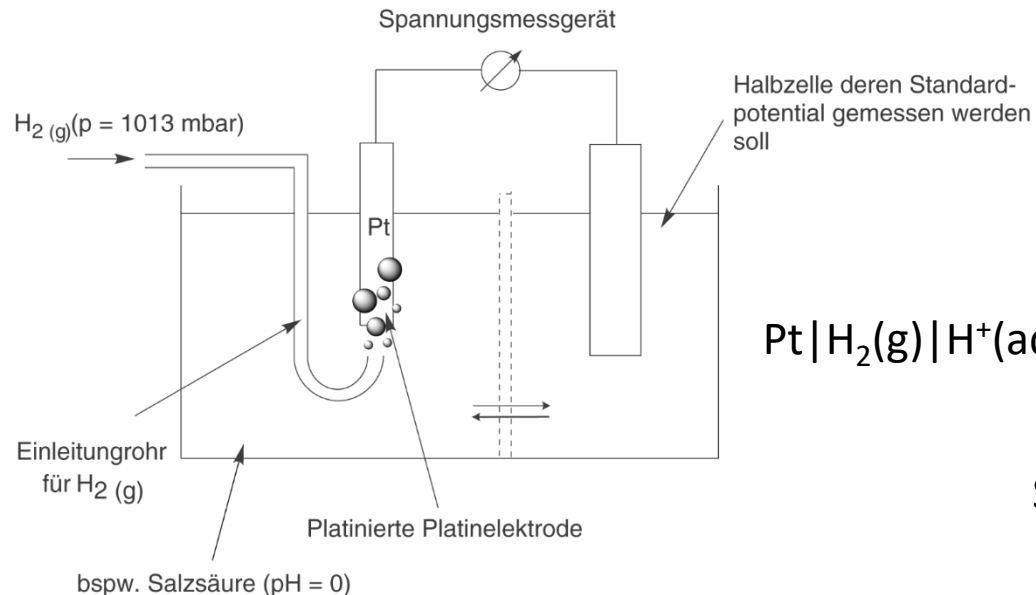
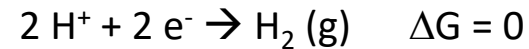
# Elektrochemie

## Standardelektrodenpotentiale

- Chemische Reaktionen verlaufen vorzugsweise unter Abnahme der freien Enthalpie  $\Delta G$

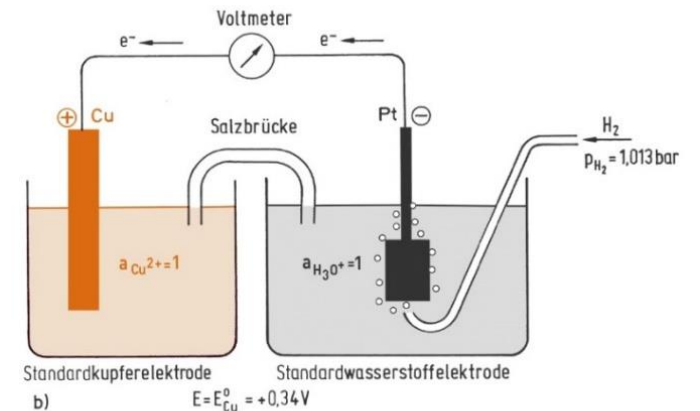
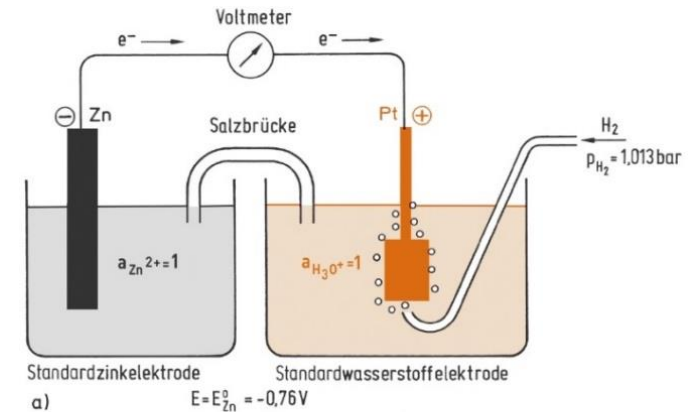
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- Reduktion von Wasserstoffionen ist Bezugssystem



Standardbedingungen:  
1 mol/L

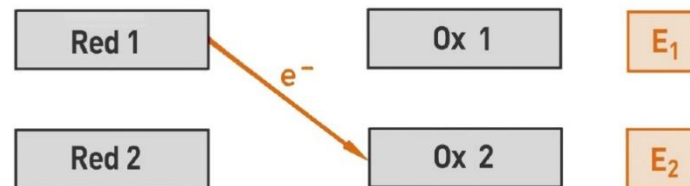
auch Normalpotentiale



## Elektrochemie



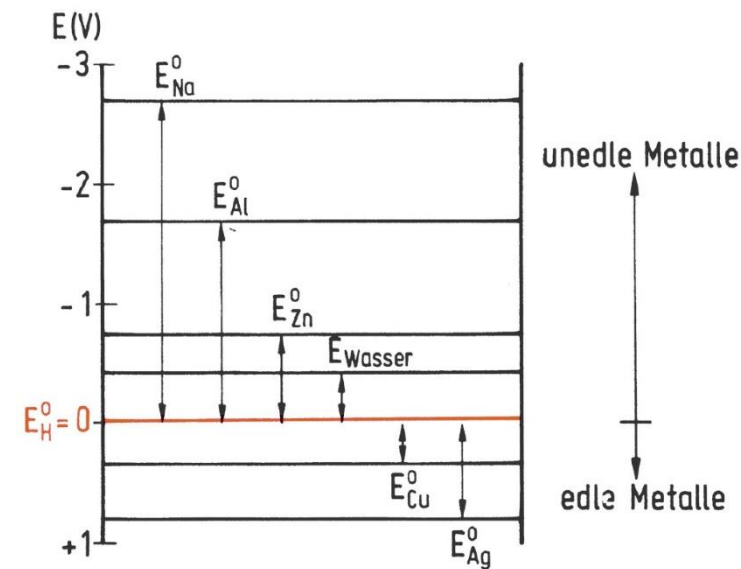
## Elektrochemische Spannungsreihe



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

| Reduzierte Form | ⇌ | Oxidierte Form   | + z e <sup>-</sup> | E° in V |
|-----------------|---|------------------|--------------------|---------|
| Li              | ⇌ | Li <sup>+</sup>  | + 1 e <sup>-</sup> | -3,04   |
| K               | ⇌ | K <sup>+</sup>   | + 1 e <sup>-</sup> | -2,92   |
| Ca              | ⇌ | Ca <sup>2+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> | -2,87   |
| Na              | ⇌ | Na <sup>+</sup>  | + 1 e <sup>-</sup> | -2,71   |
| Al              | ⇌ | Al <sup>3+</sup> | + 3 e <sup>-</sup> | -1,68   |
| Mn              | ⇌ | Mn <sup>2+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> | -1,19   |
| Zn              | ⇌ | Zn <sup>2+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> | -0,76   |
| S <sup>2-</sup> | ⇌ | S                | + 2 e <sup>-</sup> | -0,48   |
| Fe              | ⇌ | Fe <sup>2+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> | -0,41   |
| Cd              | ⇌ | Cd <sup>2+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> | -0,40   |
| Sn              | ⇌ | Sn <sup>2+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> | -0,14   |
| Pb              | ⇌ | Pb <sup>2+</sup> | + 2 e <sup>-</sup> | -0,13   |

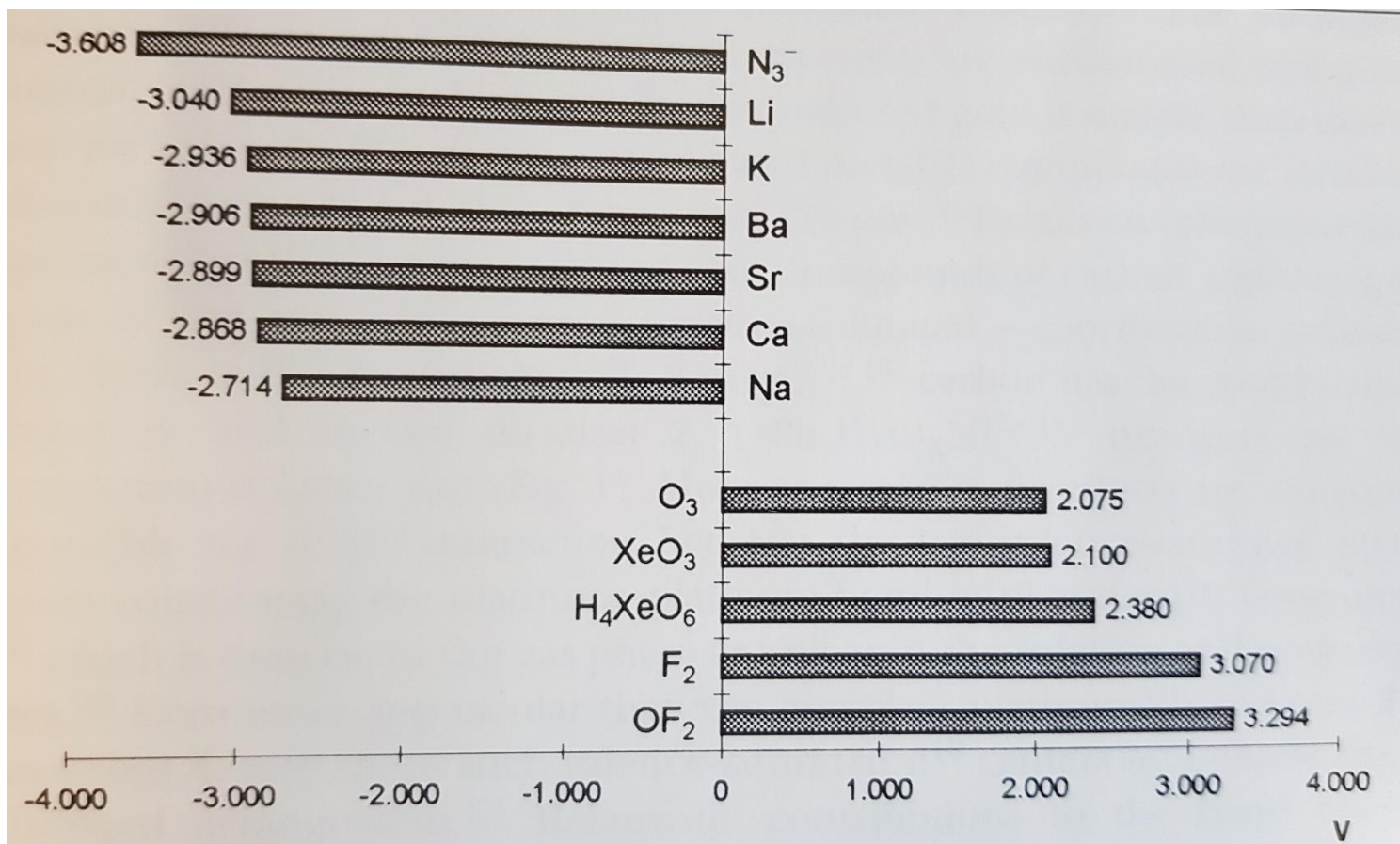
|                                          |   |                                                                                 |                    |       |
|------------------------------------------|---|---------------------------------------------------------------------------------|--------------------|-------|
| H <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O        | ⇌ | 2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                                                 | + 2 e <sup>-</sup> | 0     |
| Sn <sup>2+</sup>                         | ⇌ | Sn <sup>4+</sup>                                                                | + 2 e <sup>-</sup> | +0,15 |
| Cu                                       | ⇌ | Cu <sup>2+</sup>                                                                | + 2 e <sup>-</sup> | +0,34 |
| 2 I <sup>-</sup>                         | ⇌ | 2 I <sub>2</sub>                                                                | + 2 e <sup>-</sup> | +0,54 |
| Fe <sup>2+</sup>                         | ⇌ | Fe <sup>3+</sup>                                                                | + 1 e <sup>-</sup> | +0,77 |
| Ag                                       | ⇌ | Ag <sup>+</sup>                                                                 | + 1 e <sup>-</sup> | +0,80 |
| NO + 6 H <sub>2</sub> O                  | ⇌ | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                  | + 3 e <sup>-</sup> | +0,96 |
| 2 Br <sup>-</sup>                        | ⇌ | Br <sub>2</sub>                                                                 | + 2 e <sup>-</sup> | +1,07 |
| 6 H <sub>2</sub> O                       | ⇌ | O <sub>2</sub> + 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                                | + 4 e <sup>-</sup> | +1,23 |
| 2 Cr <sup>3+</sup> + 21 H <sub>2</sub> O | ⇌ | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 14 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> | + 6 e <sup>-</sup> | +1,33 |
| 2 Cl <sup>-</sup>                        | ⇌ | Cl <sub>2</sub>                                                                 | + 2 e <sup>-</sup> | +1,36 |
| Pb <sup>2+</sup> + 6 H <sub>2</sub> O    | ⇌ | PbO <sub>2</sub> + 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                              | + 2 e <sup>-</sup> | +1,46 |
| Au                                       | ⇌ | Au <sup>3+</sup>                                                                | + 3 e <sup>-</sup> | +1,50 |
| Mn <sup>2+</sup> + 12 H <sub>2</sub> O   | ⇌ | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + 8 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                 | + 5 e <sup>-</sup> | +1,51 |
| 2 F <sup>-</sup>                         | ⇌ | F <sub>2</sub>                                                                  | + 2 e <sup>-</sup> | +2,87 |



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

# Elektrochemie

## Die stärksten Oxidations- und Reduktionsmittel



Redoxpotential

# Elektrochemie

- Gegenseitige Umwandlung von elektrischer und chemischer Energie
- Vorgänge:
  - Wanderung von Elektronen und Ionen
  - Ausbildung von Potentialen
- Ein messbares elektrochemische System besteht aus (mindestens) zwei Elektroden
- Die Bruttoreaktion innerhalb der elektrochemischen Zelle ist elektroneutral

- Die elektrische Ladung 1 Coulomb (1 C) ist die Elektrizitätsmenge (Elektronenzahl), die ein Strom der Stromstärke  $I$  von 1 Ampere (1 A) in 1 Sekunde transportiert:

$$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$$

- Der Stromfluss in einem Stromkreis wird durch die elektrische Potentialdifferenz  $U$  (Spannung, Volt) verursacht. Eine Potentialdifferenz von 1 Volt erfordert eine Energie von 1 Joule, um die Ladungsmenge von 1 Coulomb zu bewegen:

$$1 \text{ Joule} = 1 \text{ V} \cdot \text{C} = 1 \text{ V} \cdot \text{A} \cdot \text{s} = 1 \text{ Ws}$$

# Elektrochemie



## Nernst'sche Gleichung

- wenn eine Reaktion freiwillig abläuft → Änderung der freien Enthalpie ist negativ:

$$\Delta G < 0$$

- da  $\Delta G$  die maximale Nutzarbeit einer Reaktion ist → ist verknüpft mit der Größe  $\Delta E$  einer galvanischen Zelle
- elektrische Arbeit der Zelle ist das Produkt aus geflossener Ladung und Spannung: die maximale Spannung einer Zelle ist die **elektromotorische Kraft (EMK)**:

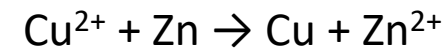
$$\text{elektrische Arbeit} = \text{geflossene Ladung} \cdot \text{Spannung}$$

z.B. Daniell-Element    EMK = 1,1 V

→ für maximale elektrische Arbeit  $A$  für 1 mol Formelumsatz gilt:

$$A = z \cdot F \cdot \Delta E = 2 \cdot 96485 \text{ C/mol} \cdot 1,1 \text{ V} = 212 \text{ kJ/mol}$$

2 Elektronen fließen, da:



EMK

Farady-Konstante

$\text{C} \cdot \text{V/mol} = \text{kJ/mol}$

berechnete Arbeit ist die maximale Nutzarbeit, die vom System geleistet werden kann:

$$\Delta G = -212 \text{ kJ/mol}$$

(negativ, da Energie frei wird)

## Elektrochemie



$$\Delta G = - z \cdot F \cdot \Delta E$$

$$\Delta G = - z \cdot F \cdot \Delta E$$

$$\text{Außerdem: } \Delta E = \Delta E_{\text{Reduktion}} - \Delta E_{\text{Oxidation}} = \text{EMK}$$

$\Delta E = + \rightarrow$  Reaktion läuft ab

$\Delta E = - \rightarrow$  Reaktion läuft nicht ab

## z.B. Daniell-Element

$$\Delta E^\circ = \Delta E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) - \Delta E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

$$\text{Außerdem gilt: } \Delta G = - R \cdot T \cdot \ln K$$

aus  $\ln \rightarrow \lg$  machen

$$\rightarrow \Delta G^\circ = - 2,303 \cdot R \cdot T \cdot \lg K = - z \cdot F \cdot \Delta E^\circ$$

$$\rightarrow \Delta E^\circ = \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \lg K$$

Für  $T = 20^\circ \text{C} = 298,15 \text{ K}$  (Standardbedingungen) gilt:

$E$  = Gleichgewichtsspannung

$E^\circ$  = Standartelektrodenpotential

$z$  = Anzahl übertragener Elektronen

$F = 96485 \text{ C mol}^{-1} (e \cdot N_A)$  Faraday-Konstante  
(Ladungsmenge pro Mol Elektronen)

$R = 8,314 \text{ J/molK}$  allgemeine Gaskonstante

$$\rightarrow \Delta E^\circ = \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg K$$

Anzahl der Elektronen, die übertragen werden

## Elektrochemie



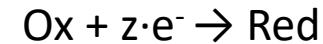
aus der Thermodynamik gilt:  $\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln K$

K entspricht der momentanen Konzentration

aus Massenwirkungsgesetz:  $\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$



angewendet für Teilprozess einer Redoxreaktion,  
also auf eine Halbzelle:



mit  $\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$  und  $\Delta G^\circ = -z \cdot F \cdot \Delta E^\circ$

$$-z \cdot F \cdot \Delta E = -z \cdot F \cdot \Delta E^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \div -z \cdot F$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{[\text{Red}]}{[\text{Ox}]}$$

oder anderes Vorzeichen:

$$\Delta E = \Delta E^\circ + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

→ Bei Standardtemperatur und Zehnerlogarithmen umformen  
und Zahlenwert von Temperatur und allgemeine Gaskonstante R  
und Faraday-Konstante verrechnen → so kommt man zu:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Bei Standardbedingungen gilt:  $[\text{Ox}] = [\text{Red}] = 1$



$$E = E^\circ$$

→ Vorhersage von Redoxvorgängen auch bei anderen  
Konzentrationen möglich.

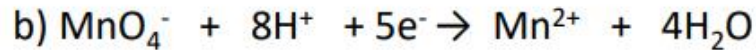
## Elektrochemie



## pH-Abhängigkeit von Redoxpotentialen



pH - unabhängig



- $\text{H}^+$  kommt in Gleichung vor:  $\rightarrow$  Potential pH – abhängig
- $[\text{H}^+]$  muss in Nernstgleichung miteinbezogen werden

$$E = E^0 + \frac{0.059\text{V}}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

Potential des  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ -Systems sinkt mit steigendem pH-Wert  
 $\rightarrow$  Oxidierende Wirkung wird schwächer

Aufgabe 2: a) Wie groß ist das Reduktionspotential einer Permanganat-Lösung mit  $c(\text{MnO}_4^-) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ , die  $\text{Mn}^{2+}$ -Ionen mit  $c(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$  enthält, bei pH=1 und pH=5?

Halbreaktion aufstellen:



$n = z = 5$  (5 Elektronen)

Nernstsche Gleichung:

$$E = E^0 + \frac{0,0592\text{V}}{5} \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

oder

$$E = E^0 - \frac{0,0592\text{V}}{5} \lg \frac{c(\text{Mn}^{2+})}{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}$$

## Elektrochemie



bei  $\text{pH} = 1$ ,  $c(\text{H}^+) = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$   $\leftarrow$   
 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) \rightarrow \text{auflösen } c(\text{H}^+)$   
 $1 = -\lg c(\text{H}^+)$

$\rightarrow$  einsetzen in Gleichung

$$E = 1,51 \text{ V} + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \lg \frac{10^{-1} \cdot 10^{-8}}{10^{-3}} = 1,44 \text{ V}$$

bei  $\text{pH} = 5 \rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$   $\leftarrow$   
 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$   
 $5 = -\lg c(\text{H}^+) \rightarrow \text{nach } c(\text{H}^+) \text{ auflösen}$

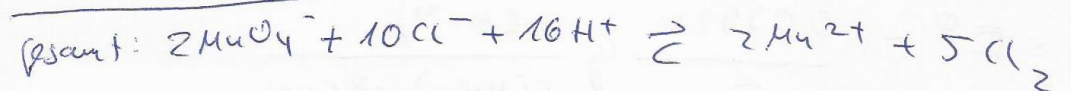
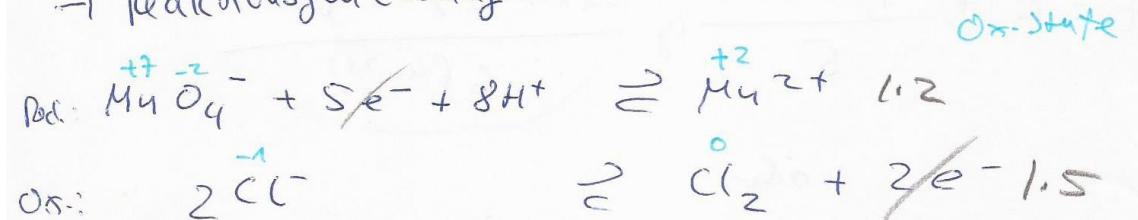
$\rightarrow$  wieder in Gleichung einsetzen

$$E = 1,51 \text{ V} + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \lg \frac{10^{-1} \cdot 10^{-40}}{10^{-3}} = 1,06 \text{ V}$$

$\Rightarrow$  Potential ist pH abhängig

b) bei welchem pH-Wert kann  $\text{Cl}^-$  zu  $\text{Cl}_2$  oxidiert werden?

$\rightarrow$  Reaktionsgleichung



## Elektrochemie

→ Potential von  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ :  $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

→ anschauen Potentialdifferenz bei  $\text{pH}=1$  und  $\text{pH}=5$

$$\Delta E = E_{\text{Red}} - E_{\text{Ox}} = E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) - E(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) =$$

→ wenn  $\Delta E < 0$ :  $\text{Cl}^-$ -Ionen können durch  $\text{MnO}_4^-$  nicht zu  $\text{Cl}_2$  oxidiert werden

bei  $\text{pH}=1$ :

$$\Delta E = 1,44 \text{ V} - 1,36 \text{ V} = 0,08 \text{ V} \rightarrow \text{Redox-Reaktion kann}$$

stattfinden

bei  $\text{pH}=5$

$$\Delta E = 1,06 \text{ V} - 1,36 \text{ V} = -0,3 \text{ V}$$

$$\rightarrow \Delta E < 0$$

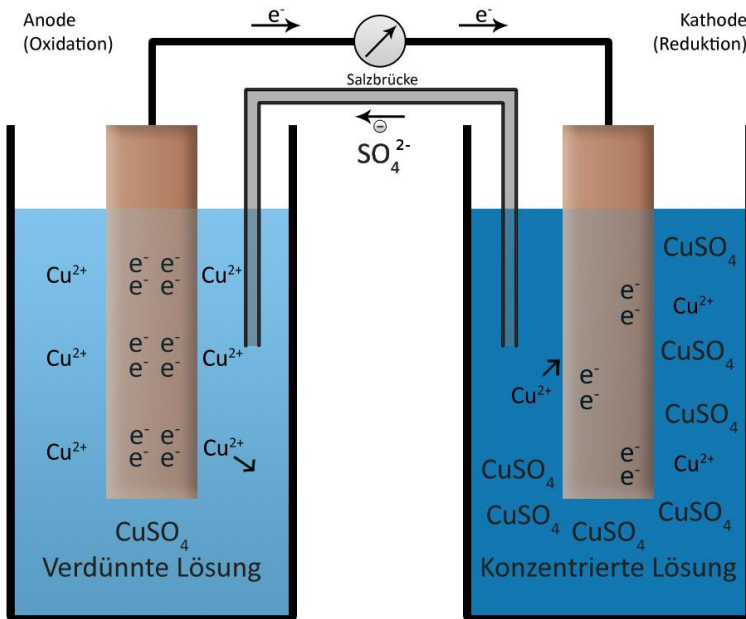
→ bei  $\text{pH}=5$  können  $\text{Cl}^-$ -Ionen nicht durch  $\text{MnO}_4^-$  zu  $\text{Cl}_2$  oxidiert werden

→ Redox-Reaktion findet nicht statt

# Elektrochemie



## Konzentrationselement

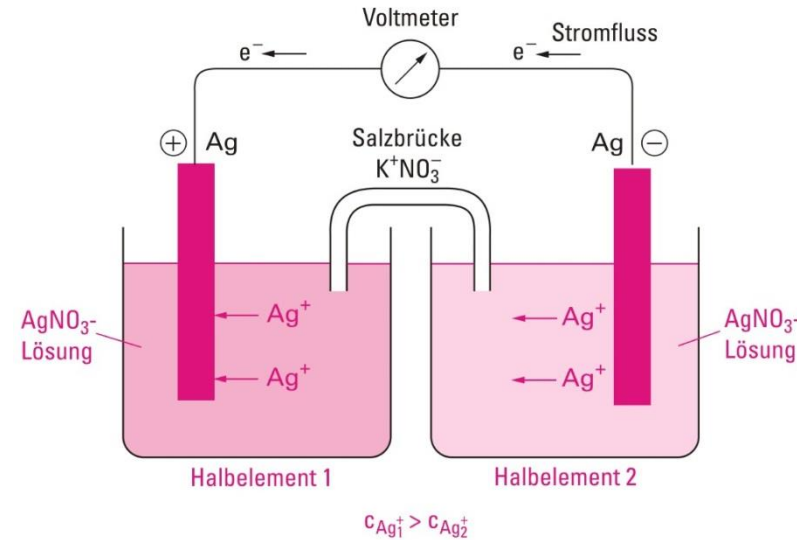


$$E = (R T / z F) \ln(c_a/c_b) = 0,059 \text{ V} / z \log \ln(c_a/c_b)$$

$$\Delta E = \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \frac{c_1(\text{konzentriert})}{c_2(\text{weniger konzentriert})}$$

$c_1 > c_2$

## Konzentrationskette



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Konzentrationsunterschied in beiden Halbzellen ist die Ursache für die EMK der Konzentrationskette.

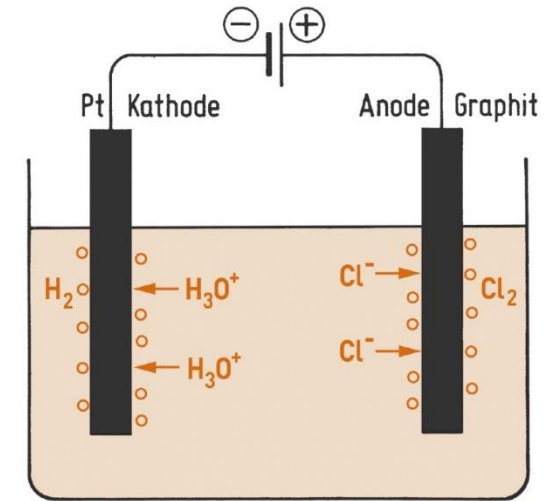
Potential des Halbelements 2 ist negativer als das des Halbelements 1 → in Reaktionsraum 2 gehen  $\text{Ag}^+$ -Ionen in Lösung und die Elektronen, die frei werden, fließen zu Halbelement 1 → Ladungsaustausch durch Salzbrücke  
→ Elektromotorische Kraft (EMK) ist gleich der Differenz der Potentiale der beiden Halbelemente

$$\Delta E = E_{\text{Ag}(1)} - E_{\text{Ag}(2)} = 0,059 \text{ V} \cdot \lg \frac{c(\text{Ag}^+)(1)}{c(\text{Ag}^+)(2)}$$

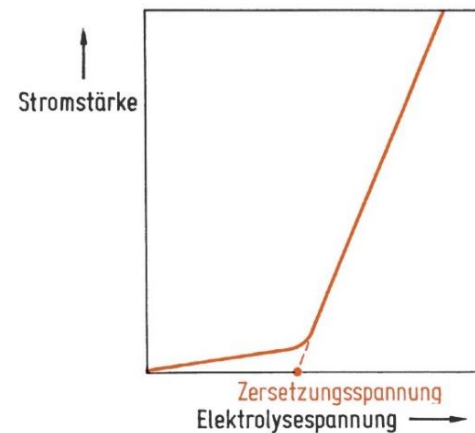
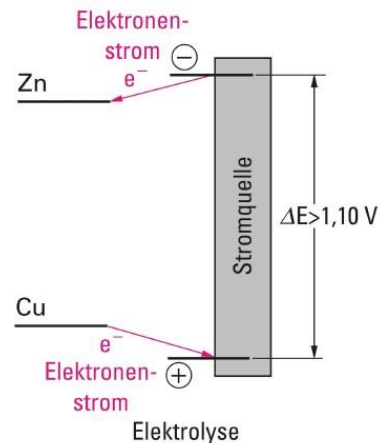
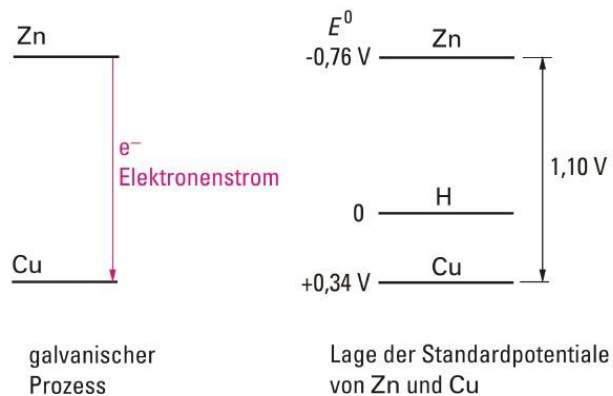
# Elektrochemie

## Elektrolyse

- Unter Elektrolyse versteht man die chemische Veränderung (Reduktion, Oxidation, Zersetzung) einer Substanz unter Einfluss des elektrischen Stromes.
- Voraussetzung für eine Elektrolyse ist, dass die angelegte Spannung mindestens so groß ist wie die Spannung, die das galvanische Element liefern würde.
- Die für eine Elektrolyse notwendige Spannung heißt **Zersetzungsspannung**. Mitunter sorgen besondere Widerstände für eine anormale Erhöhung der Zersetzungsspannung (**Überspannung**). Eine Ursache dafür ist, dass zur Überwindung des elektrischen Widerstandes der Zelle eine zusätzliche Spannung benötigt wird. Häufig werden Überspannungen bei Elektrolysen, bei denen Gase entstehen, beobachtet, da diese die Oberflächen der Elektroden bedecken.



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak, Anorganische Chemie.



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak, Anorganische Chemie.

Zersetzungsspannung =  
Differenz der Redoxpotentiale + Überspannung

Überspannung: kinetische Hemmung der Elektrodenreaktion

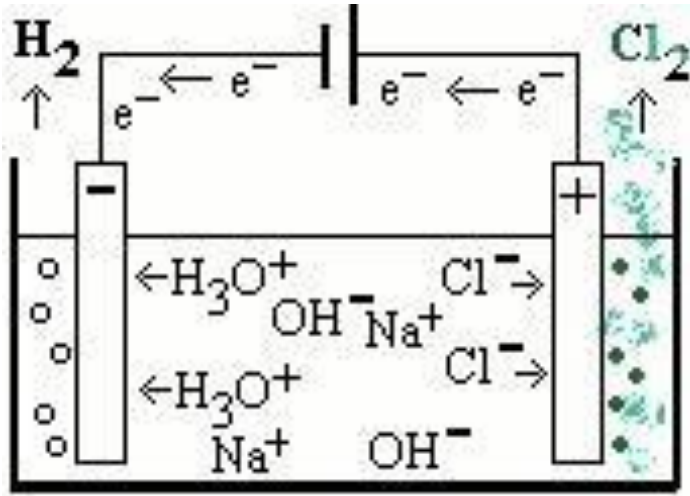
Überspannung hängt ab von:

- Elektrodenmaterial
- Oberflächenbeschaffenheit der Elektrode
- wenn Gase entstehen

## Elektrochemie

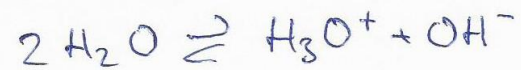


## Elektrolyse einer NaCl-Lösung



<http://www.chemienet.info/7-el3.html>

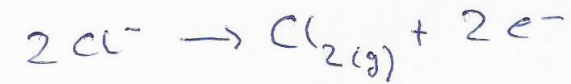
Kathode  
 (wo kationen  
 hingehen)  
 ⊖



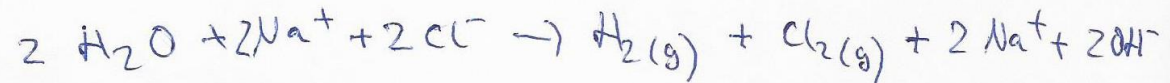
bzw.



Anode (wo Anionen  
 hingehen)  
 ⊕



Gesamtreaktion:



⇒ Na: NaCl-Schmelze

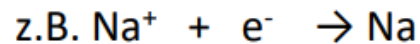
## Elektrochemie



## Faraday-Gesetz

Faraday Gesetz dient zur quantitativen Bestimmung der bei der Elektrolyse umgesetzten Stoffmengen.

Um 1 mol eines einwertigen Ions abzuscheiden braucht man die Ladungsmenge Q von 1 mol Elektronen



Ladungsmenge eines mols  $\text{e}^-$

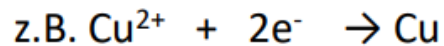
$$eN_A = F$$

F: Faradaykonstante

96485 C/mol

e: Elementarladung

Um eine beliebige Stoffmenge n eines z-wertigen Ions abzuscheiden benötigt man n mal die Ladungsmenge Q von z mol Elektronen



$$Q = 1 \times 2 \times F$$

$$Q = nzeN_A = nzF$$

n: Stoffmenge

z: Ladung des Ions

$N_A$ : Avogadro-Konstante

$$Q = nzeN_A = nzF$$

$$\downarrow n = \frac{m}{M}$$

$$Q = \frac{m}{M} zF$$

$$\downarrow$$

$$m = \frac{M}{z} \times \frac{Q}{F}$$

Ladungsmenge zur Abscheidung von n mol eines Ions mit der Ladung z

Q: Ladungsmenge in [C]  
m: abgeschiedene Masse  
M: Molare Masse  
Z: Ladung des Ions

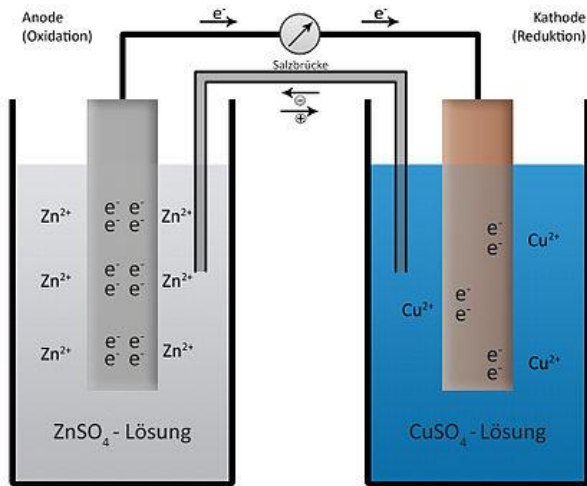
Berechnung der durch Ladungsmenge Q abgeschiedenen Masse m

# Elektrochemie

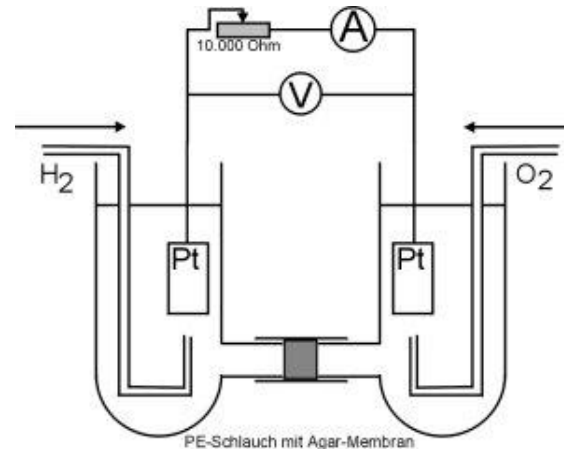
## Elektrodentypen

- Metall/Metallionen-Elektrode ( $M | M^+(aq)$ ) z.B. Kupferstab in  $CuSO_4$ -Lsg.
- Gaselektrode z.B. Wasserstoffelektrode ( $Pt | H_2(g) | H^+(aq)$ )
- Metall/Salz-Elektrode ( $M | MX(s) | M^+(aq)$ ) z.B. Silber/Silberchlorid-Elektrode

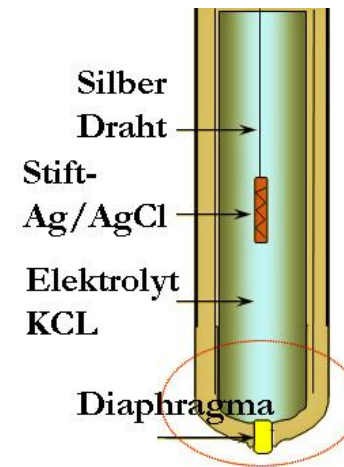
**Anode:** Hier findet Oxidation statt  
**Kathode:** Hier findet Reduktion statt



Daniell-Element



Brennstoffzelle



Silber/Silberchlorid-Elektrode

|                   | Anode          | Kathode        |
|-------------------|----------------|----------------|
| Galvanische Zelle | Oxidation<br>– | Reduktion<br>+ |
| Elektrolysezelle  | Oxidation<br>+ | Reduktion<br>– |

# Elektrochemie

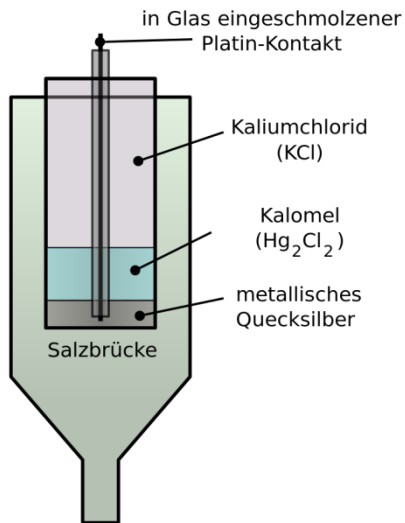


## Elektrodenarten:

Elektrode 1. Art: z.B. Daniell-Element

Elektrode 2. Art: z.B. Kalomelelektrode

Gaselektroden



in Glas eingeschmolzener  
Platin-Kontakt

Kaliumchlorid  
(KCl)

Kalomel  
( $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ )

metallisches  
Quecksilber

Salzbrücke

## Glaselektrode

ionenselektive Elektrode (Oxoniumionen) für pH 1-12

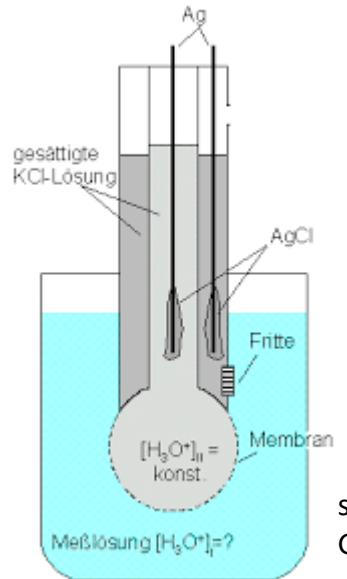
Aufbau (Einstabmesskette):

- dünnwandige Glaskugel mit Lösung von bekannten und konst. pH (Phosphatpuffer); pH = 7
- Innen- und Außenlösung mit zwei Ableitelektroden (z.B. Silber/Silberchlorid-Elektrode) mit konst. KCl-Konzentration
- Glaselektrode taucht in Probelösung mit unbekanntem pH

Wirkungsweise:

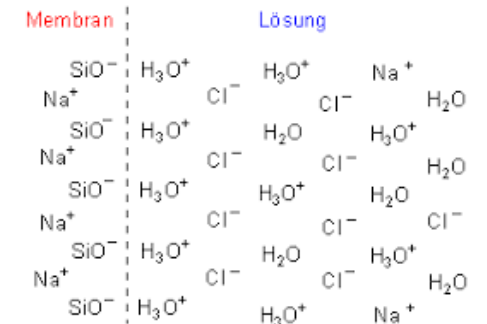
- Elektrodenpotentiale entgegengesetzt gleich  $\rightarrow$  Potential der Zelle durch Potentialsprung an Glasmembran bestimmt
- Austausch von Oxonium- gegen Alkali-Ionen des Glases

Berechnung:  $\Delta E = E^0 - 0.059V \cdot \text{pH}$



Fritte:  
Diaphragma  
z.B. poröse  
Keramik

sehr dünne  
Glasmembran



Metall/schwerlösliches Salz des Metalls und eine Lösung, die das Anion des schwerlöslichen Salzes enthält  
z.B.  $\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$  Kalomelektrode oder  $\text{Ag}/\text{AgCl}/\text{Cl}^- \rightarrow$  häufige Bezugselektroden

# Elektrochemie

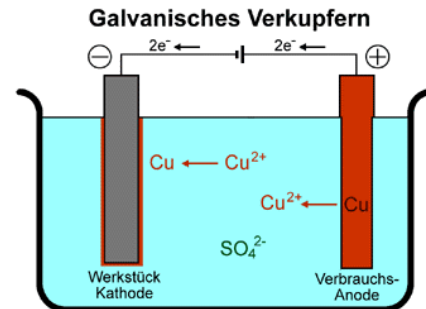
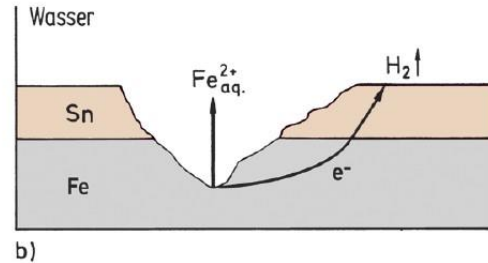
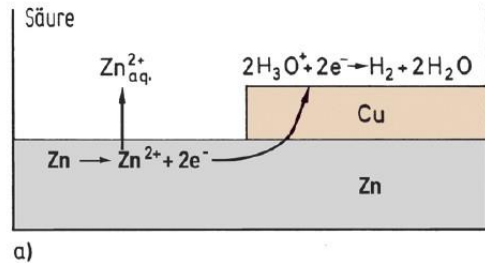
## Lokalelement und Korrosion

Korrosion → Zerstörung von Metallen durch chemische Einflüsse

→ durch aggressive Stoffe wie Säure oder Gase hervorgerufen

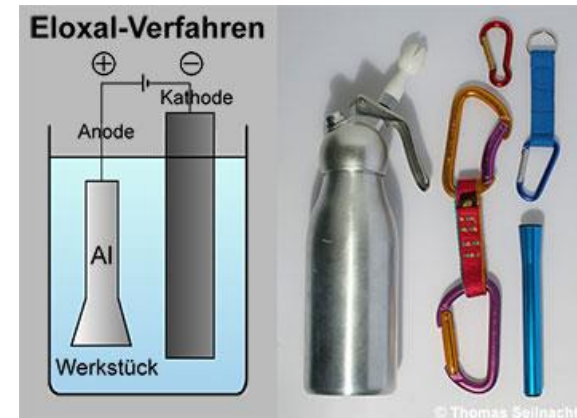
→ Bildung von Lokalelementen

Ein Lokalelement entsteht, wenn die Oberfläche eines unedlen Metalls mit einem edleren Metall in Berührung kommt und ein Elektrolyt die Berührungsstelle umgibt.

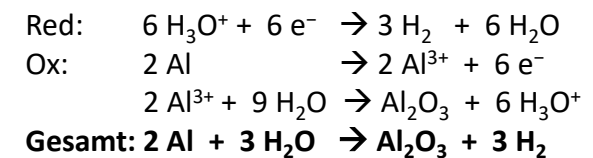


**Galvanik**

**Korrosionsschutz**



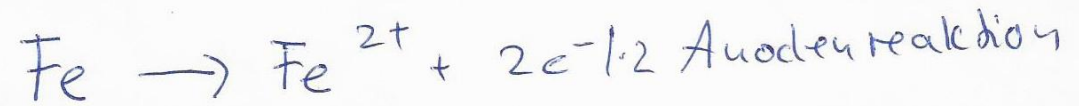
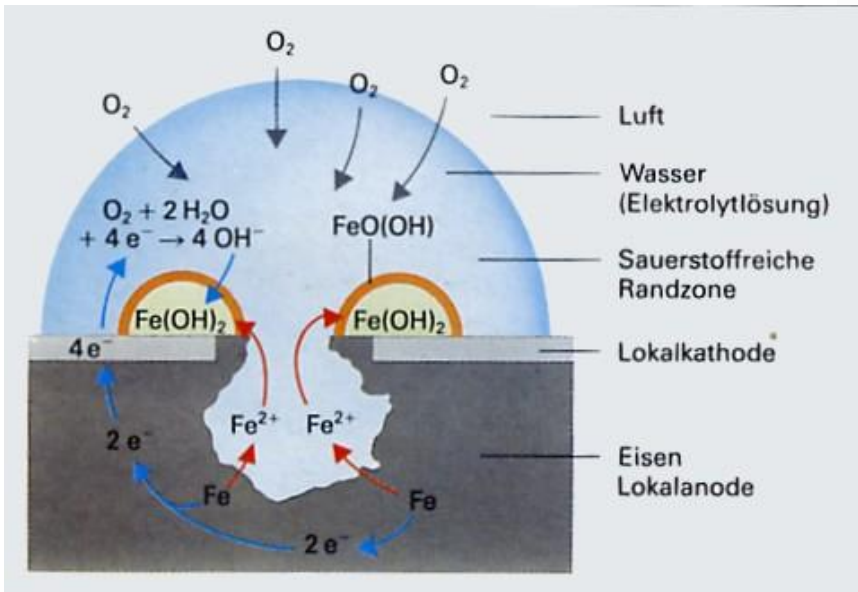
**Eloxieren**



→ Bei Berührung beider Metalle:  $\text{H}_2$ -Entwicklung an Cu, da von Zn abgegebene  $\text{e}^-$  in Cu fließen und dort ohne kinetische Hemmung an  $\text{H}_3\text{O}^+$  übertragen werden

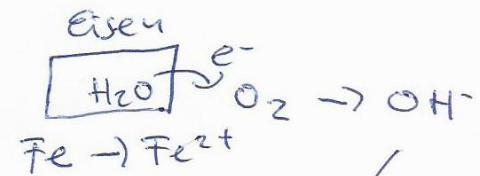
# Elektrochemie

## Korrosion von Eisen

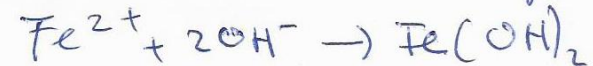


Fe rostet in Anwesenheit von  $\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{O}_2$

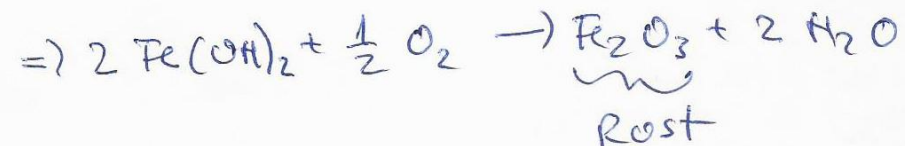
→ „Elektroden“ über Eisen kurzgeschlossen



Bildung von  $\text{Fe}(\text{OH})_2$



nicht stabil in Anwesenheit von  $\text{O}_2$



# Elektrochemie

## Batterien und Akkumulatoren

Primärzellen (nicht wiederaufladbar) → Batterien

Sekundärzellen (wiederaufladbar) → Akkumulatoren

**Leistung:** Energie / Zeit (Watt)

**Kapazität:** gespeicherte elektrische Ladung; Ah pro kg (Gewicht)  
oder Ah pro dm<sup>3</sup> (Volumen)

**Energieinhalt:** gespeicherte Energie (J/m<sup>3</sup> oder J/kg)

**Selbstentladung:** Je niedriger die Temperatur, desto geringer die  
Selbstentladung

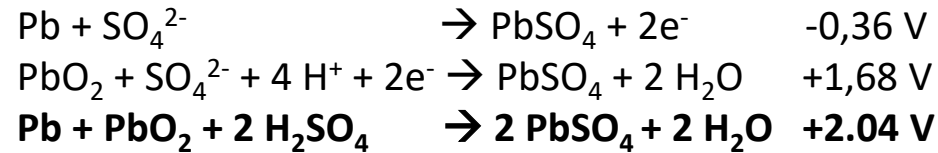
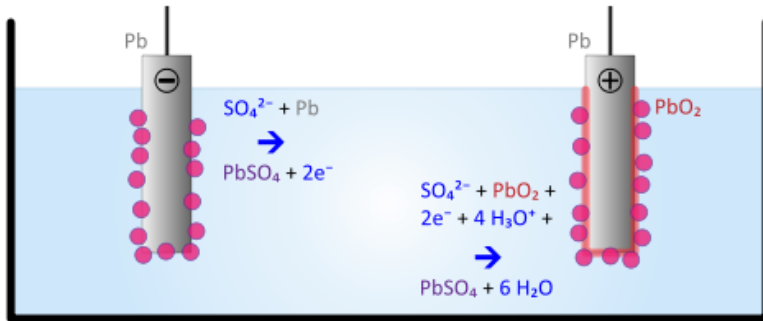
Beispiele für Batterien:

- Alkali-Mangan-Batterie; 1,5 V  
Nennspannung pro Zelle
- Zinkchlorid-Batterie; 1,5 V pro Zelle
- Zink-Kohle-Batterie; 1,5 V pro Zelle

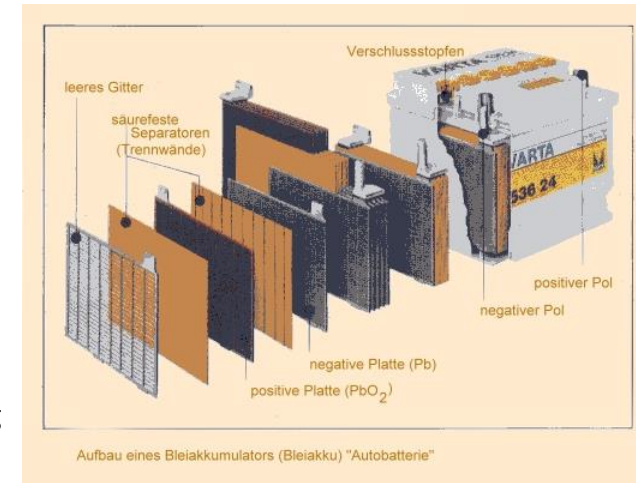
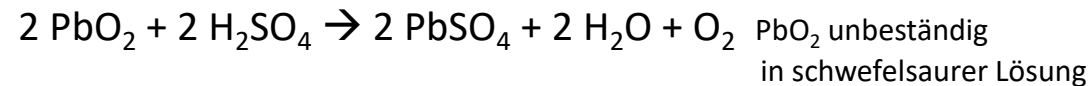
## Elektrochemie

Bleiakkumulator

Entladung:

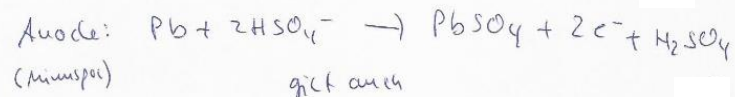
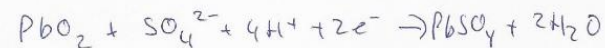
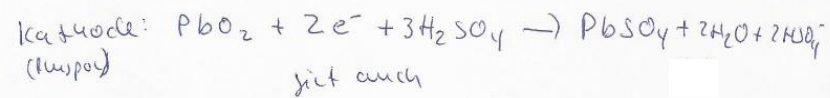


Selbstentladung:

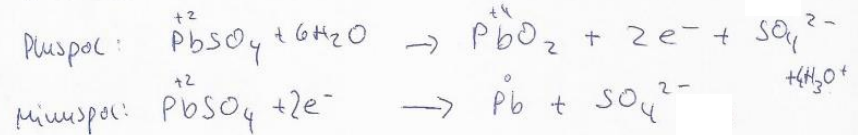


Im geladenen Zustand liegen Pb- und PbO<sub>2</sub>-  
Elektroden vor:

• Beim: Entladen (Betrieb)



• Beim Laden



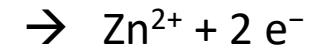
→ Da bei der Reaktion H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> verbraucht wird,  
sinkt die Dichte des Elektrolyten → Bestimmung  
daher über Dichte Messung

$$\text{PbO}_2 + \text{Pb} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$

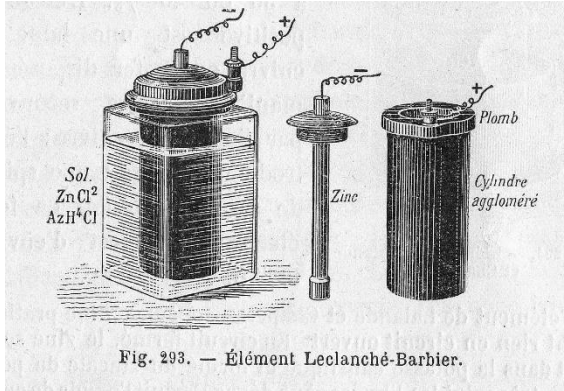
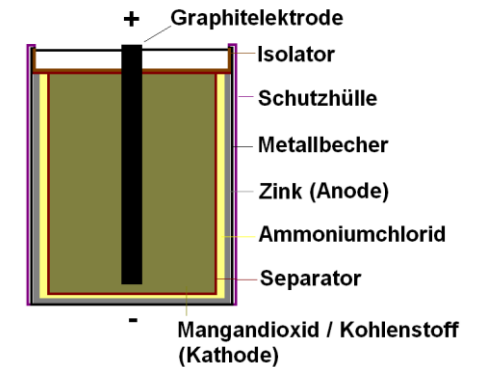
# Elektrochemie

## Leclanché-Element

Negativer Pol: Zn

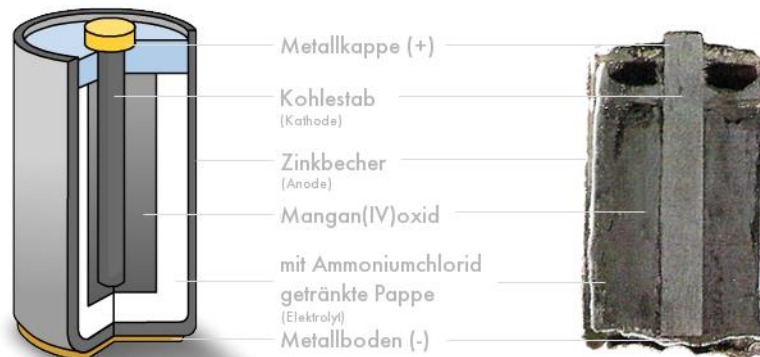


Positiver Pol:  $2 \text{MnO}_2 + 2 \text{NH}_4^{+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{MnO}(\text{OH}) + 2 \text{NH}_3$



- Patent 1866
- Nennspannung: 1,5 V
- Flüssiger Elektrolyt
- Nassbatterie

## Zink-Kohle-Batterie



- Nennspannung: 1,5 V
- 20%ige  $\text{NH}_4\text{Cl}$ -Lösung
- Nicht auslaufsicher
- Hohe Selbstentladung

# Metalle in Säuren



## Metalle in Säuren:

Nicht-Oxidierende Säuren

Salzsäure HCl

Phosphorsäure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

Säure:

„H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> bzw. H<sup>+</sup> -Teilchen“

+ Anion

Oxidierende Säuren: Anion wirkt oxidierend

Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Salpetersäure HNO<sub>3</sub>

Spannungsreihe ganz genau betrachten!

- Metalle mit negativem Potential sind unedel
- Metalle mit positivem Potential sind edel
- Unedle Metalle reagieren mit nicht-oxidierenden Säuren
- Edle Metalle reagieren *nicht* mit nicht-oxidierenden Säuren

|                     | Elektrodenreaktion |                                      | Symbol                         | E° [V] |
|---------------------|--------------------|--------------------------------------|--------------------------------|--------|
|                     | Li                 | ⇌ Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>   | Li/Li <sup>+</sup>             | -3,04  |
|                     | Ca                 | ⇌ Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> | Ca/Ca <sup>2+</sup>            | -2,87  |
|                     | Mg                 | ⇌ Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> | Mg/Mg <sup>2+</sup>            | -2,36  |
|                     | Al                 | ⇌ Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> | Al/Al <sup>3+</sup>            | -1,66  |
|                     | Zn                 | ⇌ Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> | Zn/Zn <sup>2+</sup>            | -0,76  |
|                     | Fe                 | ⇌ Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> | Fe/Fe <sup>2+</sup>            | -0,41  |
| ↑<br>Unedle Metalle | Sn                 | ⇌ Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> | Sn/Sn <sup>2+</sup>            | -0,14  |
|                     | H <sub>2</sub>     | ⇌ 2 H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> | H <sub>2</sub> /H <sup>+</sup> | ±0,00  |
| Edle Metalle<br>↓   | Cu                 | ⇌ Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> | Cu/Cu <sup>2+</sup>            | +0,35  |
|                     | Pt                 | ⇌ Pt <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> | Pt/Pt <sup>2+</sup>            | +1,20  |
|                     | Au                 | ⇌ Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> | Au/Au <sup>3+</sup>            | +1,41  |

[http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/umat/nernst\\_gleichung/arc\\_hiv/nernst\\_gleichung.htm](http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/umat/nernst_gleichung/arc_hiv/nernst_gleichung.htm)

## Metalle in Säuren



Unedle und edle Metalle reagieren mit oxidierenden Säuren.

z.B.: Fe in  $\text{HNO}_3$  oder  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Bildung von  $\text{NO}/\text{NO}_2$  und  $\text{H}_2$

Bildung von  $\text{SO}_2$  und  $\text{H}_2$

→ kinetische Effekte und Überspannung beachten!

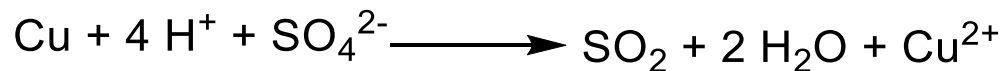
Beobachtung: Cu in konzentrierter  $\text{H}_2\text{SO}_4$

→  $\text{SO}_2$  wird gebildet

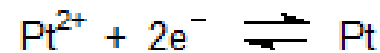
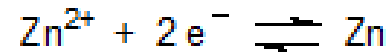


Spannungsreihe

Aber:  $\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$



Redoxreaktion



Redoxpotential (Volt)

-0,76

-0,447

0

0,158

0,337

0,788

0,799

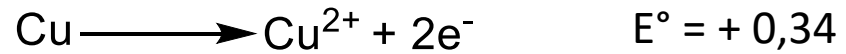
0,957

1,18

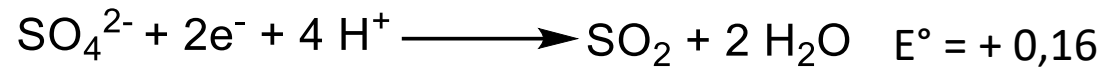
1,498

1,611

## Metalle in Säuren



Elektronen



$$\Delta E^\circ = E^\circ (\text{Red.}) - E^\circ (\text{Ox.}) = +0,16 \text{ V} - (+0,34 \text{ V}) = -0,18 \text{ V}$$

$\Delta E^\circ = \text{negativ} \rightarrow \text{keine Reaktion}$

Aber! Konzentrationsterm beachten: aus  $\Delta G \rightarrow \Delta E$  berechnen: wenn positiv: Reaktion findet trotzdem statt!

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{Cu}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^4}$$

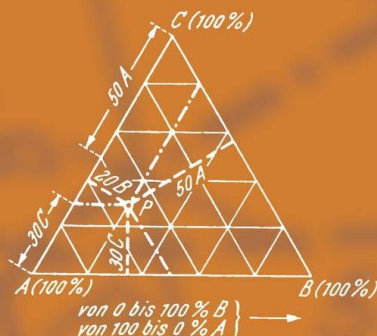
$$\Delta E = \Delta E^\circ + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{Cu}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^4}$$

$$-0,18 \text{ V}$$

$\rightarrow \Delta E > 0$

darauf kommt es jetzt an

walter wittenberger  
rechnen in der chemie  
grundoperationen stöchiometrie  
15. auflage



SpringerWienNewYork

medimops

GRATIS VERSAND ab 19 € in Deutschland

Merkzettel

Anmelden

Alle Kategorien

Alle

Suchbegriff eingeben

Zustand

Gebraucht - Sehr gut  
10,49 €

Gebraucht - Gut  
10,49 €

sofort lieferbar

10,49 €

inkl. MwSt., zzgl. Versandkosten

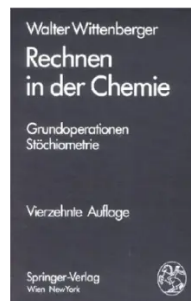
In den Warenkorb

Auf den Merkzettel



Geprüfte Second Hand Artikel  
Versandkostenfrei ab 19€  
In 2-4 Werktagen bei dir

Startseite > Bücher > Fachbücher > Chemie > Hilfsmittel > Wörterbücher & Nachschlagewerke



## Rechnen in der Chemie: Grundoperationen, Stöchiometrie

Von Walter Wittenberger

### Beschreibung

Aktuell haben wir leider keine ausführliche Beschreibung zu diesem Artikel.

4,67 Sehr gut  
1.029.132 Bewertungen

### Produktdetails

EAN / ISBN-: 9783211826805  
Edition: 14. Aufl.  
Medium: Taschenbuch  
Seitenzahl: 387

Mehr anzeigen

Bei Amazon kaufen

Die gelieferte Auflage kann ggf. abweichen.

Mehr von Walter Wittenberger

amazon.de

Lieferung an Magdalena  
80809 München

Bücher

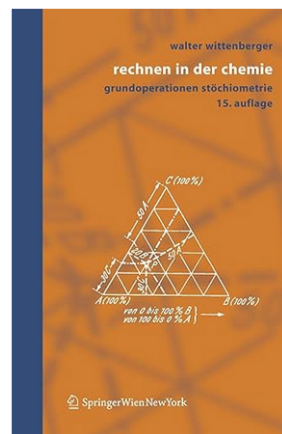
Amazon.de durchsuchen

DE

Hallo, Magdalena  
Konto und Listen

Warenrücksendungen  
und Bestellungen

Einkaufswagen



## Rechnen in der Chemie: Grundoperationen, Stöchiometrie (German Edition), 15. Auflage Taschenbuch – 14. Juli 2005

von Walter Wittenberger (Autor)

4,5 (10)

Alle Formate und Editionen anzeigen

Das Buch, das seit Jahren zu einem Standardwerk für die Ausbildung und Weiterbildung von Laboranten und Chemotechnikern geworden ist, gibt allen, die sich in das "Chemische Rechnen" einarbeiten wollen, gründliche Anleitungen. Nach einer zusammenfassenden Wiederholung der allgemeinen Rechenregeln werden alle wichtigen, im Laboratorium und Chemiebetrieb vorkommenden Rechnungen ausführlich dargestellt und an Hand von 285 vollständig entwickelten Beispielen erläutert. 1070 Übungsaufgaben, deren Lösungen am Schluss des Buches zusammengestellt sind, vertiefen den Lernprozess. Einige wichtige Tabellen ergänzen den Inhalt des Buches. Ziel des Buches ist es, den Nachwuchskräften in den Chemiebereichen ein verlässlicher Helfer während der Ausbildung und im Berufsleben zu sein.

Ein Problem mit diesem Produkt melden

ISBN-10



3211265546

ISBN-13



978-3211265543

Auflage



15. Auflage 2005

Erscheinungstermin



14. Juli 2005

Sprache



Deutsch

Alle Details anzeigen

Kindle  
26,96 €  
Sofort verfügbar

Taschenbuch  
49,99 €

Andere Gebraucht, Neu, Sammlerstück von  
20,89 €

Neu:

49,99 €

Preisangaben inkl. USt. Abhängig von der Lieferadresse kann die USt. an der Kasse variieren. Weitere Informationen.

KOSTENFREIE Retouren

GRATIS Lieferung Dienstag, 11. November

Oder schnellste Lieferung Montag, 10. November. Bestellung innerhalb 8 Std. 38 Min.

Lief. an Magdalena - 80809 München

Auf Lager