

Vorkurs Chemie



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Termine:

1. Fr. 11.03.2016 - 17:00-21:00 Uhr - Geb.7, R101
2. Sa. 12.03.2016 - 10:00-14:00 Uhr - Geb.7, R101
3. Mo. 14.03.2016 - 17:00-21:00 Uhr - Geb.7, R101
4. Di. 15.03.2016 - 17:00-21:00 Uhr - Geb.7, R101
5. Mi. 16.03.2016 - 17:00-21:00 Uhr - Geb.7, R101
6. Do. 17.03.2016 - 17:00-21:00 Uhr - Geb.7, R101
7. Fr. 18.03.2016 - 17:00-21:00 Uhr - Geb.7, R101
8. Sa. 19.03.2016 - 10:00-14:00 Uhr - Geb.7, R101

Vorkurs Chemie



Technische
Hochschule
Georg Agricola

- Grundlagen
- Aufbau der Atome
- Periodensystem der Elemente
- Reaktionsgleichungen/Stöchiometrie
- Chemische Bindung
- Chemische Reaktionen/Thermodynamik
- Säuren und Basen
- Redox-Reaktionen



Löslichkeitsprodukt K_L

- Das Löslichkeitsprodukt eines Stoffes ist temperaturabhängig, ist aber bei gegebenen Temperaturen (Standardbedingungen, 298 K) konstant.
- Es wird zwischen drei Fällen unterschieden:
 1. Gesättigte Lösung:
 $[Ag^+] [Cl^-] = K_L (AgCl)$
 2. Übersättigte Lösung:
 $[Ag^+] [Cl^-] > K_L (AgCl)$
Es fällt solange AgCl aus, bis $K_L (AgCl) = [Ag^+] [Cl^-]$
 3. Ungesättigte Lösung:
 $[Ag^+] [Cl^-] < K_L (AgCl)$
Alles AgCl in der Lösung ist gelöst.



$$K_L (AgCl) = [Ag^+] [Cl^-] = 2 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Reaktionen



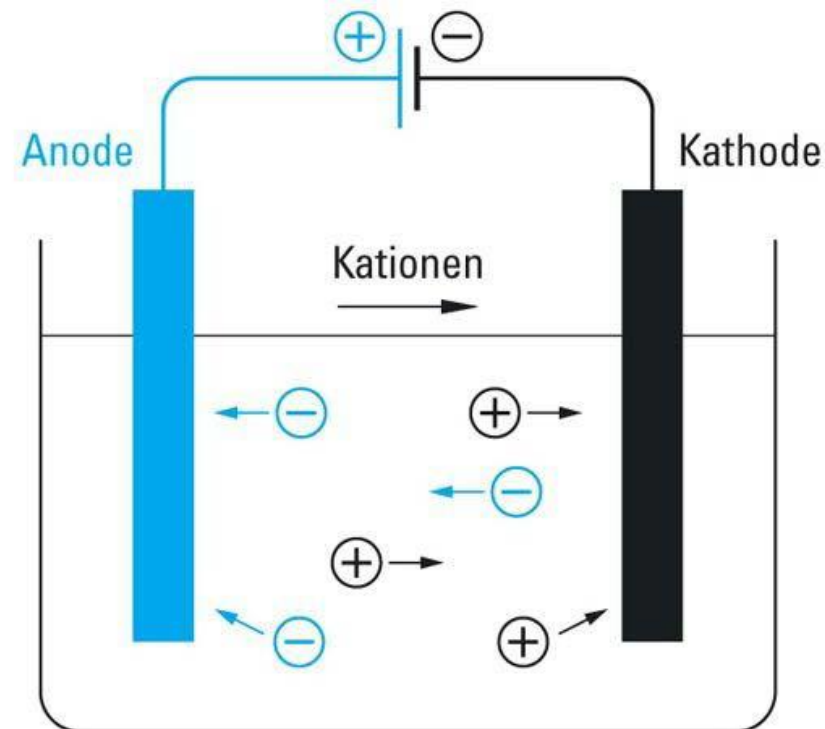
Technische
Hochschule
Georg Agricola

Leitfähigkeit von Ionen



Lösungen von Salzen in Wasser bezeichnet man als **Elektrolyte**, da sie den elektrischen Strom leiten.

Die positiv geladenen Kationen wandern im elektrischen Feld zur negativ geladenen Kathode, die negativ geladenen Anionen zur Anode.



Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säure/Base-Definitionen



S. Arrhenius
(1859 – 1927)

Säure:

Dissoziiert in *wässriger Lösung* zu freibeweglichen, positiv geladenen Wasserstoffionen (H^+) und freibeweglichen negativ geladenen Anionen.



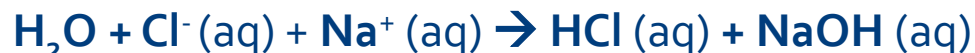
Base:

Dissoziiert in *wässriger Lösung* zu freibeweglichen, negativ geladenen Hydroxidionen (OH^-) und freibeweglichen positiv geladenen Kationen.



Säure + Base:

Die Neutralisation von Säuren und Basen ergibt Salze und Wasser.

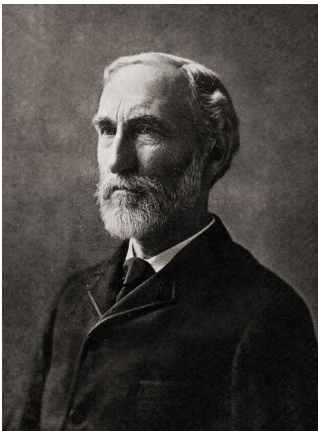


Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säure/Base-Definitionen



J. N. Brønsted
(1879 – 1947)

Säure:

Stoffe die Protonen (H^+) an einen zweiten Reaktionspartner (Base) übertragen können.

Protonendonator

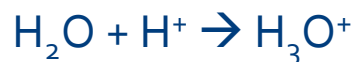
Base:

Stoffe die Protonen (H^+) von einen zweiten Reaktionspartner (Säure) übernehmen können.

Protonenakzeptor



Säure-Base-Paar I



Säure-Base-Paar II



Protolysereaktion

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beispiele für Protolysereaktionen

Säure 1 + Base 2 → Säure 2 + Base 1



Salzsäure



Salpetersäure



Flusssäure



Wasser (Autoprotolyse)



Lauge (z. B. NaOH)

Stärke der Base nimmt zu



Stärke der Säure nimmt zu

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der H_3O^+ Konzentration.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Die Säurestärke (Acidität) einer Lösung ist umso größer, je mehr H_3O^+ -Ionen sie enthält!

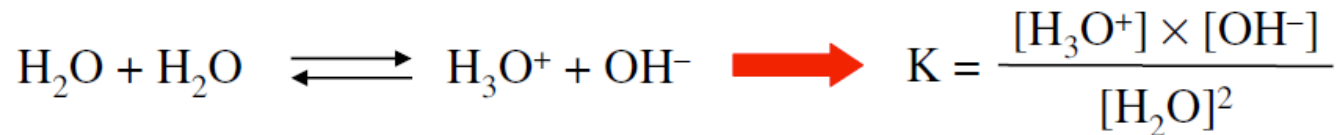
In Wasser ist ein Gleichgewicht vorhanden. Es wird auch als Autoprotolyse des Wassers bezeichnet.

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Autoprotolyse des Wassers



- Das Gleichgewicht liegt weit auf der linken Seite.
- Es reagieren nur so wenige H_2O -Moleküle, dass ihre Konzentration fast konst. bleibt und in die Gleichgewichtskonstante einbezogen werden kann.

Ionenprodukt des Wassers:

$$K_W = K \times [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Für reines Wasser gilt: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 7$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von starken Säuren

Da starke Säuren wie beispielsweise Salzsäure praktisch vollständig mit Wasser reagieren ist die Konzentration der $[H_3O^+]$ -Ionen gleich der Konzentration der Säure. Für HCl liegt das Gleichgewicht also praktisch vollständig auf der rechten Seite:



Für den pH-Wert ergibt sich dann:

$$pH = -\lg [HCl]$$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von schwachen Säuren

Da schwache Säuren nicht vollständig dissoziiert sind (das Gleichgewicht liegt bei schwachen Säuren auf der linken Seite), ist die Konzentration der Säure anders als bei starken Säuren nicht gleich der Konzentration der H_3O^+ -Ionen.



Deshalb muss bei schwachen Säuren das MWG angewendet werden! Verwendet man anstelle der Gleichgewichtskonstante K die Säurekonstante K_s (da der Wert für Wasser ja konstant ist) ergibt sich näherungsweise:

$$K_s = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

da $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$ gilt:
$$K_s = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HA}] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{HA}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_s \times [\text{HA}] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = (K_s \times [\text{HA}])^{1/2}$$

logarithmiert ergibt dies:
$$\text{pH} = (\text{p}K_s - \lg [\text{HA}]) / 2$$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von Basen

Einige Salze, die Ionen wie beispielsweise Hydroxid(OH⁻), Sulfid(S²⁻), Phosphat(PO₃³⁻), Carbonat(CO₃²⁻), Cyanid(CN⁻), Acetat(CH₃COO⁻) etc. aber auch viele kovalente Verbindungen wie Ammoniak(NH₃), reagieren in wässriger Lösung basisch unter Bildung von OH⁻-Ionen:



Da das MWG auch für Basen gilt:

$$K_B = [OH^-] \times [HA] / [A^-]$$

analog dem pK_s-Wert für Säuren gilt für Basen: $pK_B = -\lg K_B$

zwischen K_B und K_S besteht ein einfacher Zusammenhang:

$$K_B \times K_S = K_W \quad \text{und} \quad pK_B + pK_S = 14 \quad (K_W = \text{Ionenprodukt des Wassers})$$

logarithmiert ergibt dies: $pOH = (pK_B - \lg [A^-]) / 2$ o. $pOH = (pK_B - \lg [\text{Salz}]) / 2$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beispiel: Acetatpuffer

Ein Liter eines Acetatpuffers der 1 mol Essigsäure (HAc) und 1 mol Natriumacetat (NaAc) enthält hat einen pH-Wert von 4,75.

Dies ergibt sich aus dem pK_s -Wert von Essigsäure und der pH-Formel für Puffer!

$$\text{pH} = (\text{p}K_s + \lg ([\text{Ac}^-]) / [\text{HAc}])$$

beim o.g. Acetatpuffer gilt:

$$[\text{Ac}^-] = [\text{HAc}] \quad \text{also} \quad [\text{Ac}^-] / [\text{HAc}] = 1$$

daraus folgt:

$$\text{pH} = \text{p}K_s$$

Werden jetzt 0,1 mol HCl zugeführt, ändert sich der pH-Wert nur geringfügig, da die H^+ von CH_3COO^- abgefangen werden. Die Konzentration der CH_3COO^- (A^-) wird dabei um 0,1 mol verringert, die der CH_3COOH (HAc) um 0,1 mol erhöht:

$$\text{pH} = (\text{p}K_s + \lg ([\text{Ac}^-]) / [\text{HAc}])$$

$$\text{pH} = 4,75 + \lg [(1 - 0,1) / (1 + 0,1)] = 4,66$$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säure/Base-Definitionen



G. N. Lewis
(1875 – 1946)

Erweiterung der Definition von J. N. Brønsted:

Säure:

Stoffe die unbesetzte Orbitale haben und Elektronenpaare bzw. Anionen aufnehmen oder Kationen abspalten können.

Elektronenakzeptor (Oxidationsmittel)

Base:

Stoffe die freie Elektronenpaare besitzen und diese bzw. Anionen abgeben oder Kationen aufnehmen können.

Elektronendonator (Reduktionsmittel)

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säure/Base-Definitionen



G. N. Lewis
(1875 – 1946)

Ob ein Salz in wässriger Lösung sauer oder basisch reagiert hängt von den Ionen ab, die in Lösung gehen und ob sie starke oder schwache Kationensäuren bzw. Anionenbasen sind.

Einige Beispiele sind in der folgenden Tabelle zusammengefasst:

Salz	Charakter der Ionen in Lösung	Reaktion des Salzes in wässriger Lösung
AlCl_3 , NH_4HSO_4 , FeCl_2 , ZnCl_2	Kationensäure + sehr schwache Anionenbase	sauer
NaCl , KCl , NaClO_4 , BaCl_2	sehr schwache Kationensäure + sehr schwache Anionenbase	neutral
Na_2S , KCN , Na_3PO_4 , Na_2SO_3	Anionenbase + sehr schwache Kationensäure	basisch

Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion

Zu Grunde liegender Vorgang: Elektronenübertragung

Elektronenabgabe	→	Oxidation
Elektronenaufnahme	→	Reduktion

Elektronenakzeptor	→	Oxidationsmittel	= Lewissäure
Elektronendonator	→	Reduktionsmittel	= Lewisbase

Oxidation und Reduktion sind immer miteinander gekoppelt: Redoxreaktion

Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion - Redoxreaktion

Redoxreaktionen spielen sowohl in der Natur als auch in der Technik eine wichtige Rolle.

Beispiele sind:

- Zellatmung
- Photosynthese
- Rostvorgänge (Korrosion)
- Hochofenprozess
- Thermitverfahren (Aluminiumherstellung)
- Galvanische Elemente (Akkumulatoren und Elektrolyse)

Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion

Oxidationszahl (Oxidationsstufe, Wertigkeit):

1. Die Oxidationszahl eines Atoms im elementaren Zustand ist null



2. In Ionenverbindungen ist die Oxidationszahl eines Elements identisch mit der Ionenladung.



3. Bei kovalenten Verbindungen wird die Verbindung gedanklich in Ionen aufgeteilt.



4. Die Summe der Oxidationszahlen einer Verbindung ist null.

5. Eine Verringerung der Oxidationszahl bedeutet Reduktion, eine Erhöhung Oxidation.

Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion

Oxidationszahl (Oxidationsstufe, Wertigkeit):

Die Oxidationszahlen hängen von der Stellung im Periodensystem ab, können aber maximal die ihrer Gruppe entsprechenden Werte annehmen. Es gelten folgende Regeln:

1. Hauptgruppe (Alkalimet. und H): +I (Ausnahme z. B. NaH, hier H^{-I})
2. Hauptgruppe (Erdalkalimetalle): immer +II
3. Hauptgruppe (B bis Tl): +III
4. Hauptgruppe (C bis Pb): +IV (Ausnahmen z.B. CO, hier C^{+II})
5. Hauptgruppe (N bis Bi): -III bis +V
6. Hauptgruppe (O bis Te): O fast immer -II (Ausnahme z. B. H₂O₂, hier O^{-I})
ab S -II bis +VI
7. Hauptgruppe (Halogene): -I (Ausnahmen Verb. mit O z. B. ClO₄⁻, hier +VII)
8. Hauptgruppe (Edelgase): 0 (Ausnahme z. B. XeF₂, hier Xe^{+II})

Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion

Beispiele:

1. Bildung von Kochsalz



Oxidation, Redoxpaar 1

Reduktion, Redoxpaar 2



Redoxreaktion

2. Verhüttung von Eisenoxid



Oxidation, Redoxpaar 1

Reduktion, Redoxpaar 2



Redoxreaktion

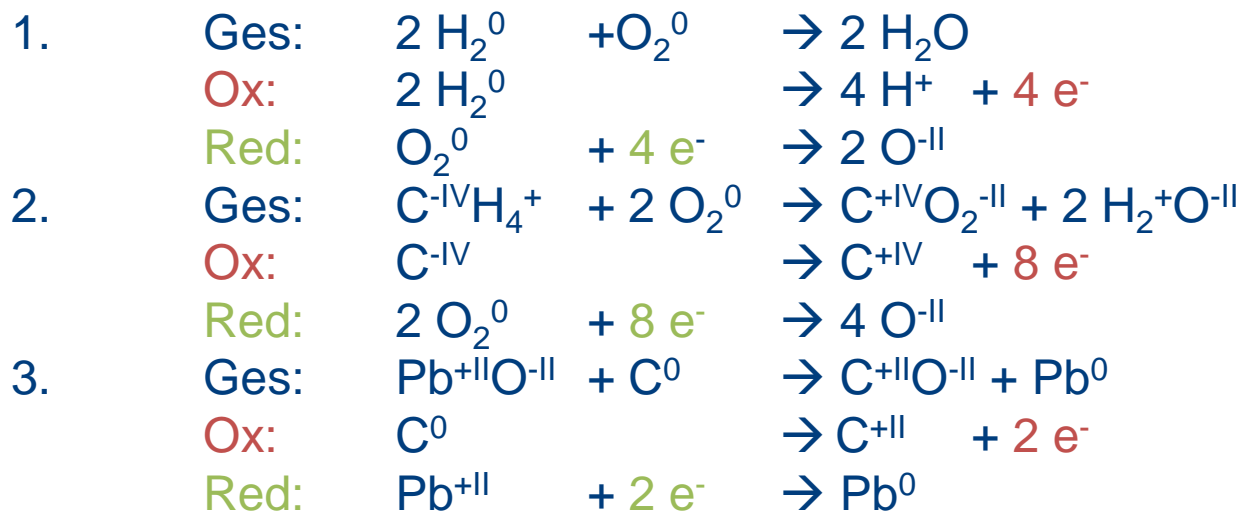
Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Aufgabe:

1. Stellen Sie die Verbrennung von Wasserstoff (H_2) inklusive Oxidation, Reduktion und Redoxgleichung dar.
2. Stellen Sie die Verbrennung von Methan (CH_4) inklusive Oxidation, Reduktion und Redoxgleichung dar, wenn diese vollständig zum Kohlendioxid (CO_2) verläuft.
3. Stellen Sie die Herstellung von Blei inklusive Oxidation, Reduktion und Redoxgleichung dar, wenn Ihnen als Edukt PbO vorliegt und ausschließlich Kohlenmonoxid (CO) als Gas entsteht.



Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion – Elektrochemische/galvanische Zelle

Ein galvanisches Element bzw. Zelle ist ein System aus zwei Elektroden und einem Elektrolyten (Salzlösung z.B. aus Salzen des Elektrodenmaterials). Die beiden Elektroden tauchen dabei in zwei getrennte „Behälter“, die über ein Diaphragma verbunden sind.

- Mit einem galvanischen Element kann chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt werden.
- Ein galvanisches Element ist eine Gleichspannungsquelle! (= Batterie)
- Für elektrochemische Elektroden gilt:
 - *Die Oxidation läuft an der Anode ab (Elektronendonator und Minuspol)*
 - *Die Reduktion läuft an der Kathode ab (Elektronenakzeptor und Pluspol)*

Redox – Reaktionen

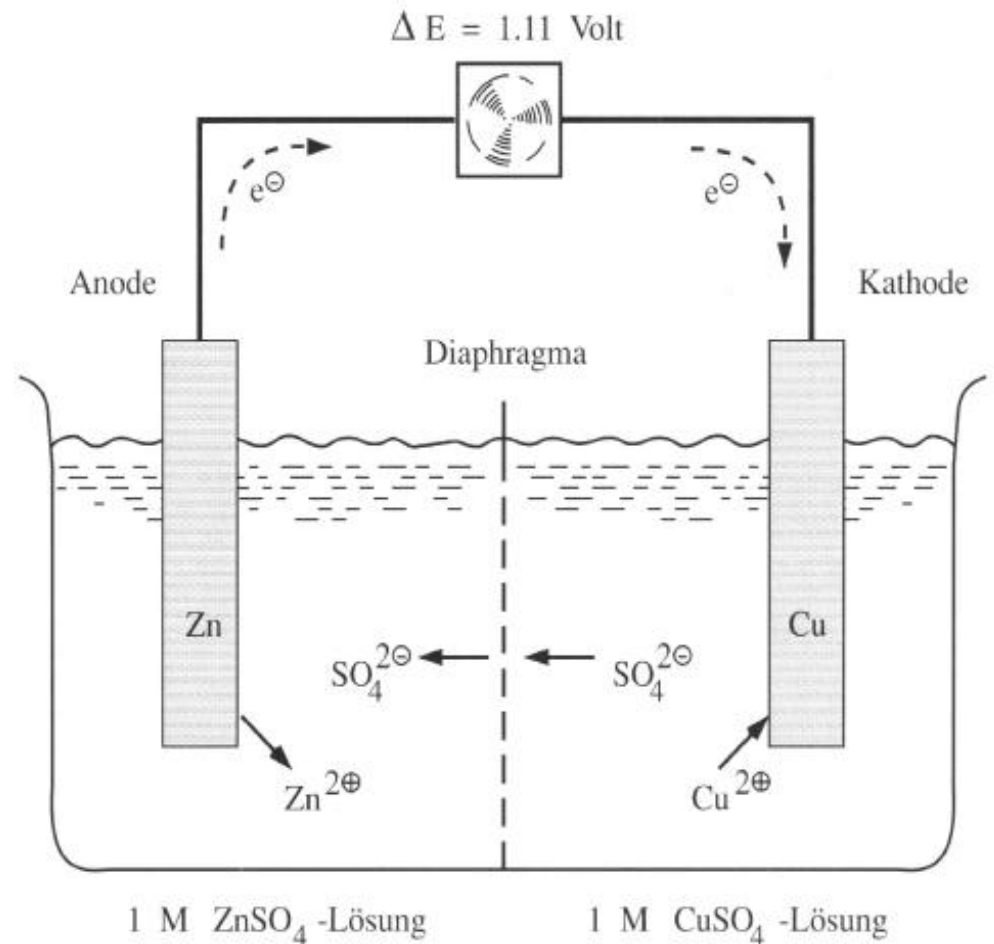


Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion – Elektrochemische Zelle (Daniell-Element)



J. F. Daniell
(1790 – 1845)

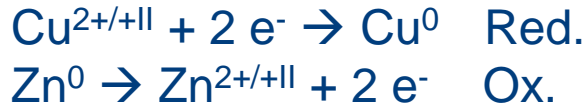


Redox – Reaktionen



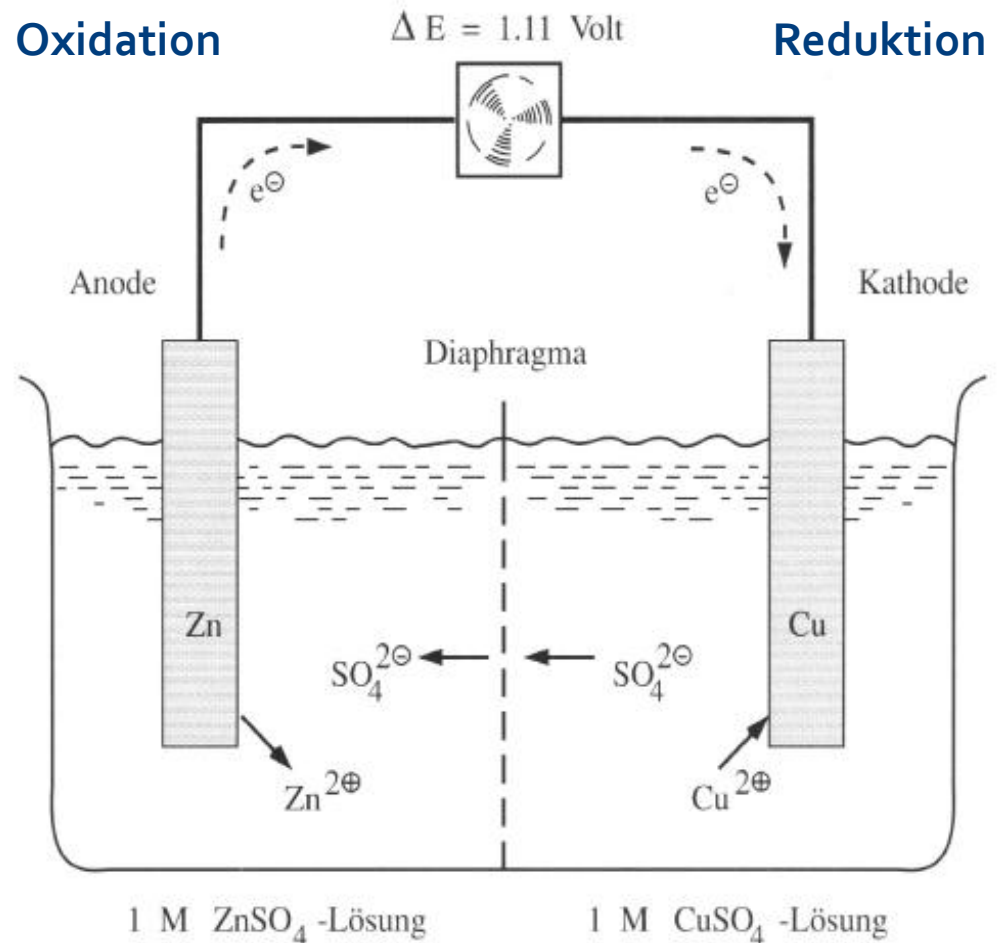
Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion – Elektrochemische Zelle (Daniell-Element)



Zn ist das Reduktionsmittel und wird oxidiert.

Spannung zwischen den Elektroden $\Delta E = 1.10 \text{ V}$ (EMK)



Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion – Berechnung von Redoxpotentialen

Die unterschiedlichen Redoxpaare (z.B. Zn/Zn^{2+}) zeigen ein unterschiedlich starkes Bestreben Elektronen abzugeben (Oxidation) bzw. aufzunehmen (Reduktion). Ein Maß für dieses Bestreben ist das Redoxpotential E . Es wird mit der Nernst'schen Gleichung beschrieben:

$$E = E^\circ + (RT/nF) \times \ln([Ox]/[Red])$$

E° Normalpotential bzw. Standardpotential

R Gaskonstante (8,314 J/(mol · K))

T Temperatur

F Faradaykonstante ($9,6486 \cdot 10^4$ C/mol)

n Zahl der bei einem Redoxsystem auftretenden Elektronen

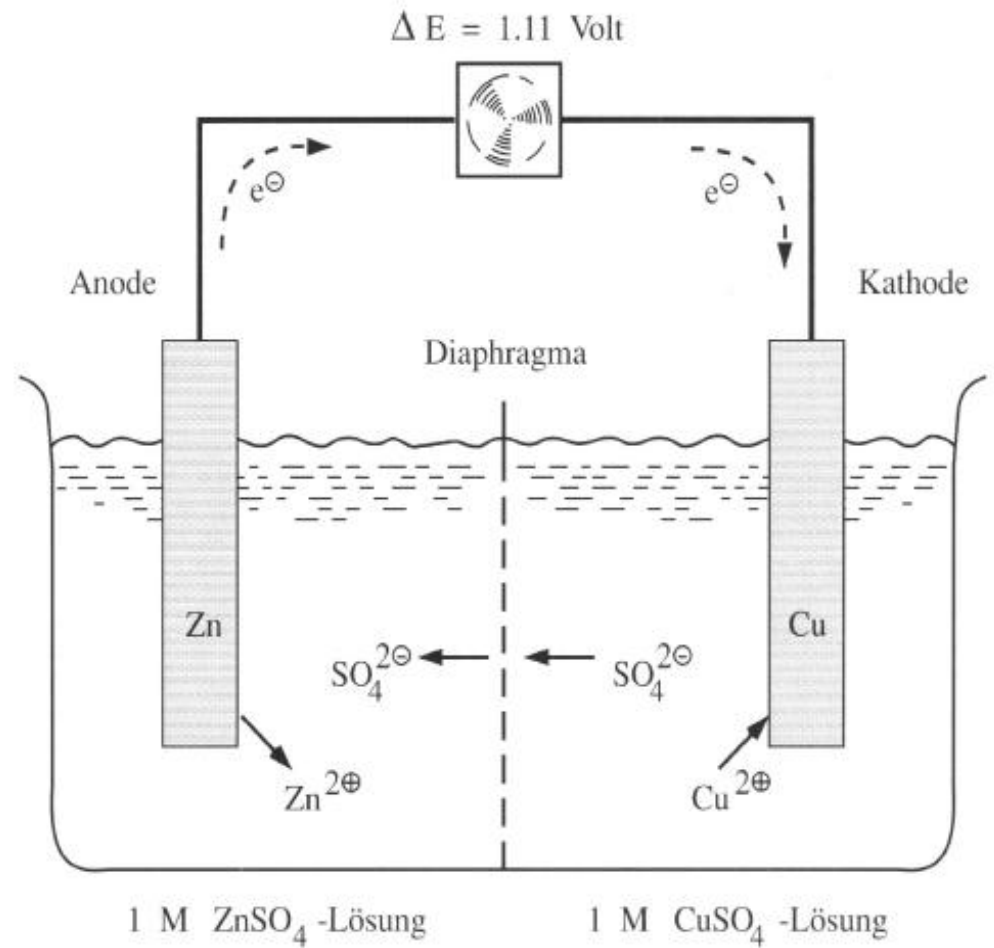
[Ox] Konzentration der oxidierten Form

[Red] Konzentration der reduzierten Form

Redox – Reaktionen

Oxidation und Reduktion – Nernst'sche Gleichung

$$E = E_0 + \frac{R \times T}{n \times F} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$



Redox – Reaktionen

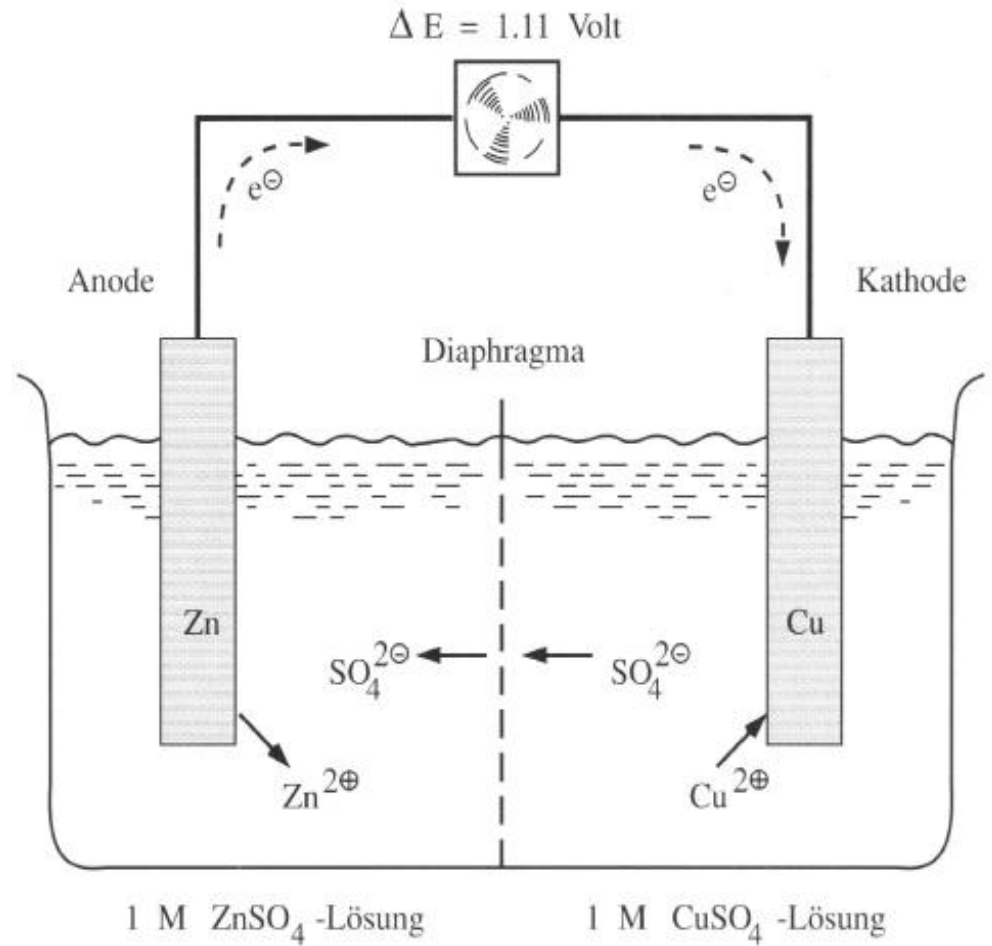
Oxidation und Reduktion – Nernst'sche Gleichung

$$E = E_0 + \frac{R \times T}{n \times F} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$



T = 298 K

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$



Redox – Reaktionen

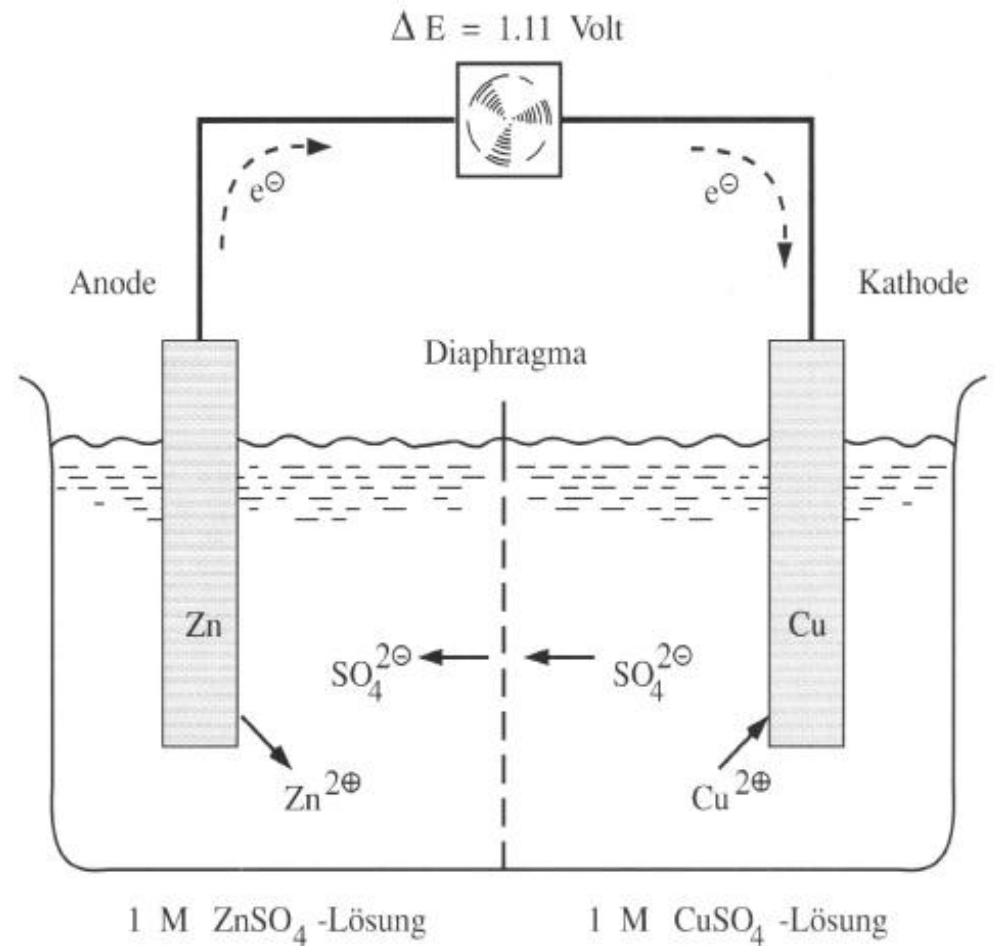
Oxidation und Reduktion – Nernst'sche Gleichung

$$E = E_0 + \frac{R \times T}{n \times F} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$



T = 298 K

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$



1 M ZnSO₄ -Lösung

1 M CuSO₄ -Lösung

$$E_1 = E_0 + \frac{0,059}{2} \log [\text{Zn}^{2+}] \quad E_2 = E_0 + \frac{0,059}{2} \log [\text{Cu}^{2+}]$$

wenn $[\text{Zn}^{2+}] = 1 \text{ mol/L}$
und $[\text{Cu}^{2+}] = 1 \text{ mol/L}$

$$\Delta E = E_2 - E_1 = E^\circ(\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}) = 0.34 \text{ V} - (-0.76 \text{ V}) = 1.10 \text{ V}$$

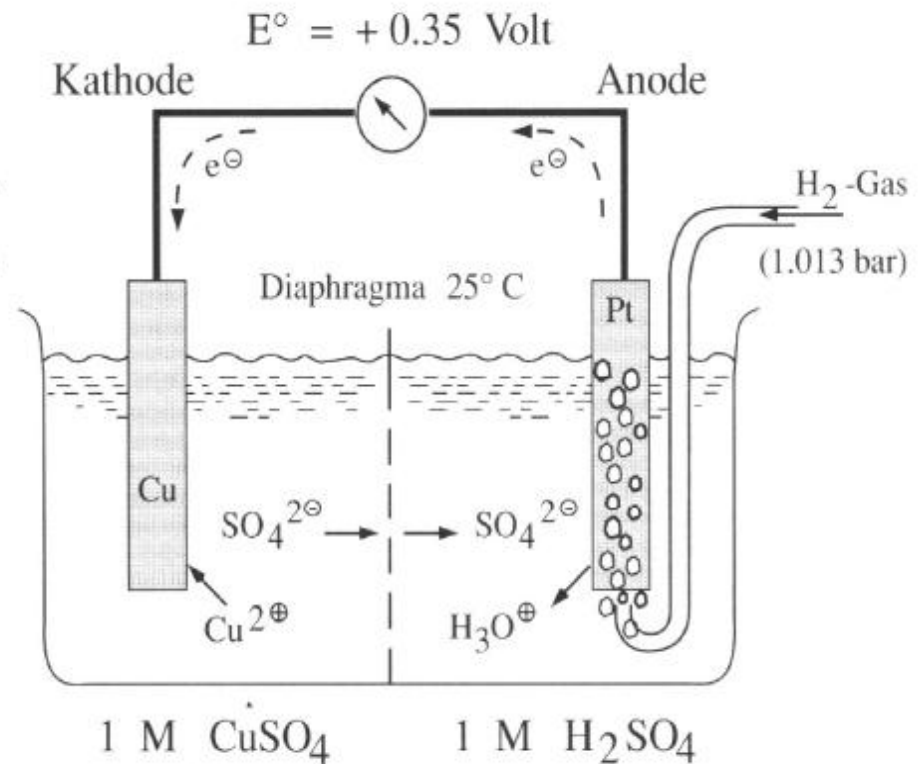
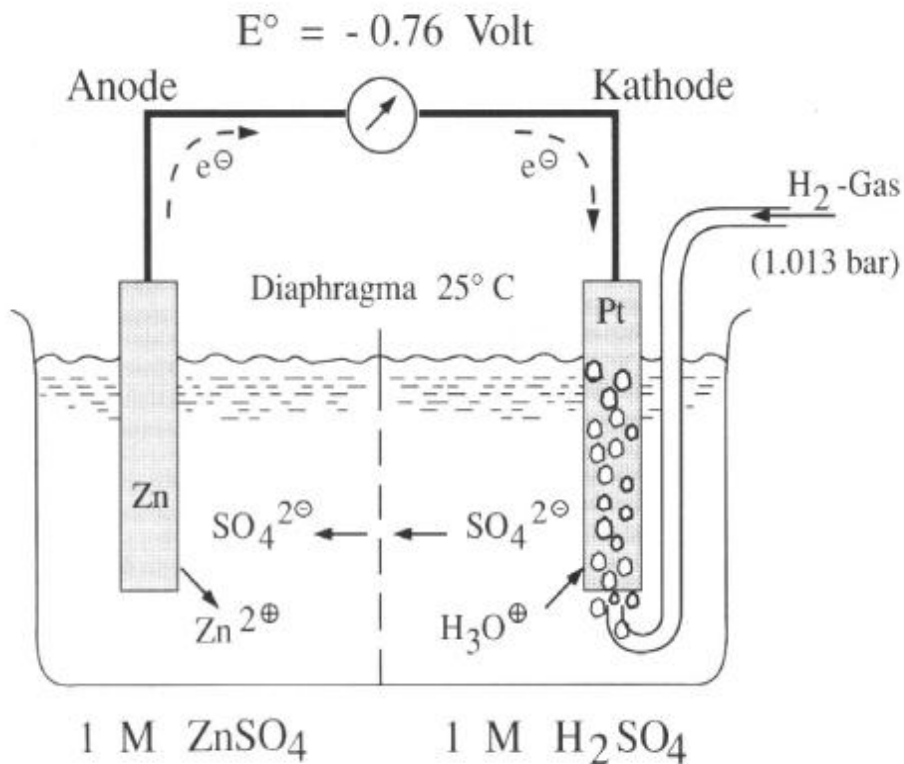
Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Standardpotential

Das Potential einer Halbzelle (Standardpotential) ist nicht separat messbar. Die Messung wird gegen eine Standardwasserstoffelektrode durchgeführt, deren Potential gleich null gesetzt wird.



Redox – Reakt

Oxidation und Reduktion – Elektrochemische Spannungsreihe

Standardpotentiale

$$E^\circ (\text{Zn}) = - 0.76 \text{ V}$$

$$E^\circ (\text{Cu}) = + 0.34 \text{ V}$$

unedle Metalle

↑
reduzierende Wirkung nimmt zu

edle Metalle

↓
oxidierende Wirkung nimmt zu

Halb-Reaktion					E°/V
reduzierte Form	⇌	oxidierte Form	+	z·e ⁻	
Li(s)	⇌	Li ⁺ (aq)	+	e ⁻	- 3.04
K (s)	⇌	K ⁺ (aq)	+	e ⁻	- 2.92
Ca (s)	⇌	Ca ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	- 2.87
Na (s)	⇌	Na ⁺ (aq)	+	e ⁻	- 2.71
Al (s)	⇌	Al ³⁺ (aq)	+	3·e ⁻	- 1.68
Mn (s)	⇌	Mn ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	- 1.19
Zn (s)	⇌	Zn ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	- 0.76
S ²⁻ (aq)	⇌	S (s)	+	2·e ⁻	- 0.48
Fe (s)	⇌	Fe ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	- 0.41
Cd (s)	⇌	Cd ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	- 0.40
Sn (s)	⇌	Sn ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	- 0.14
Pb (s)	⇌	Pb ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	- 0.13
H ₂ + 2 H ₂ O	⇌	2 H ₃ O ⁺ (aq)	+	2·e ⁻	0.00
Sn ²⁺ (aq)	⇌	Sn ⁴⁺ (aq)	+	2·e ⁻	+ 0.15
Cu (s)	⇌	Cu ²⁺ (aq)	+	2·e ⁻	+ 0.34
2I ⁻ (aq)	⇌	I ₂ (s)	+	2·e ⁻	+ 0.54
Fe ²⁺ (aq)	⇌	Fe ³⁺ (aq)	+	e ⁻	+ 0.77
Ag (s)	⇌	Ag ⁺ (aq)	+	e ⁻	+ 0.80
NO + 8H ₂ O	⇌	NO ₃ ⁻ (aq)+ 4 H ₃ O ⁺ (aq)	+	3·e ⁻	+ 0.96
2Br ⁻ (aq)	⇌	Br ₂	+	2·e ⁻	+ 1.07
6 H ₂ O	⇌	O ₂ (g) + 4 H ₃ O ⁺ (aq)	+	4·e ⁻	+ 1.23
2 Cr ³⁺ (aq) + 21 H ₂ O	⇌	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ₃ O ⁺ (aq)	+	4·e ⁻	+ 1.33
2Cl ⁻ (aq)	⇌	Cl ₂	+	2·e ⁻	+ 1.36
Pb ²⁺ (aq) + 6 H ₂ O	⇌	PbO ₂ (s) + 4 H ₃ O ⁺ (aq)	+	2·e ⁻	+ 1.46
Au (s)	⇌	Au ³⁺ (aq)	+	3·e ⁻	+ 1.50
Mn ²⁺ (aq) + 12 H ₂ O	⇌	MnO ₄ ⁻ (aq)+ 8 H ₃ O ⁺ (aq)	+	5·e ⁻	+ 1.51
2F ⁻ (aq)	⇌	F ₂ (g)	+	2·e ⁻	+ 2.87

Redox – Reaktionen

Oxidation und Reduktion

Bleiakku

6 Zellen in Reihe

12,24 V (Autobatterie)

Oxidation:



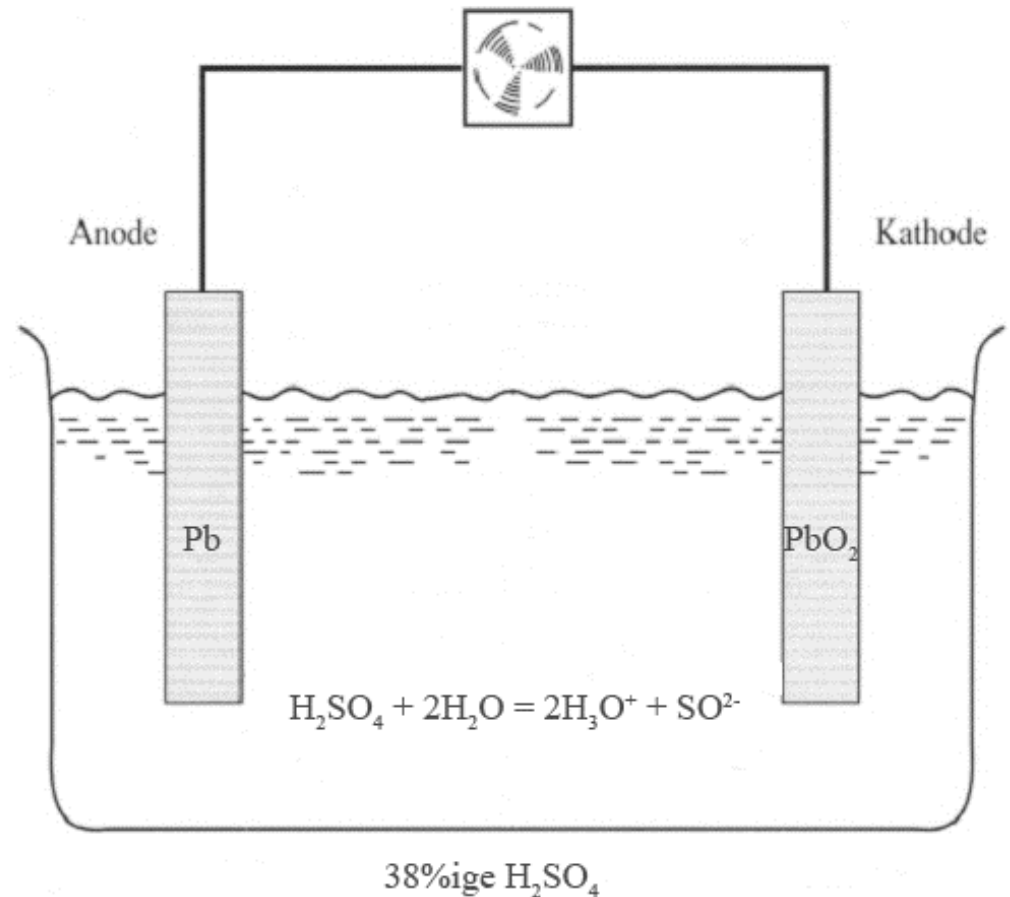
Reduktion:



Gesamtreaktion:



$$\Delta E = E^\circ_{(\text{red})} - E^\circ_{(\text{ox})} = E^\circ_{(\text{PbO}_2)} - E^\circ_{(\text{Pb})} = 1,68 \text{ V} - (-0,36 \text{ V}) = 2,04 \text{ V}$$



Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Aufgabe:

Beschreiben Sie die Redox-Vorgänge in der abgebildeten elektrochemischen Zelle und berechnen Sie das Redoxpotential.

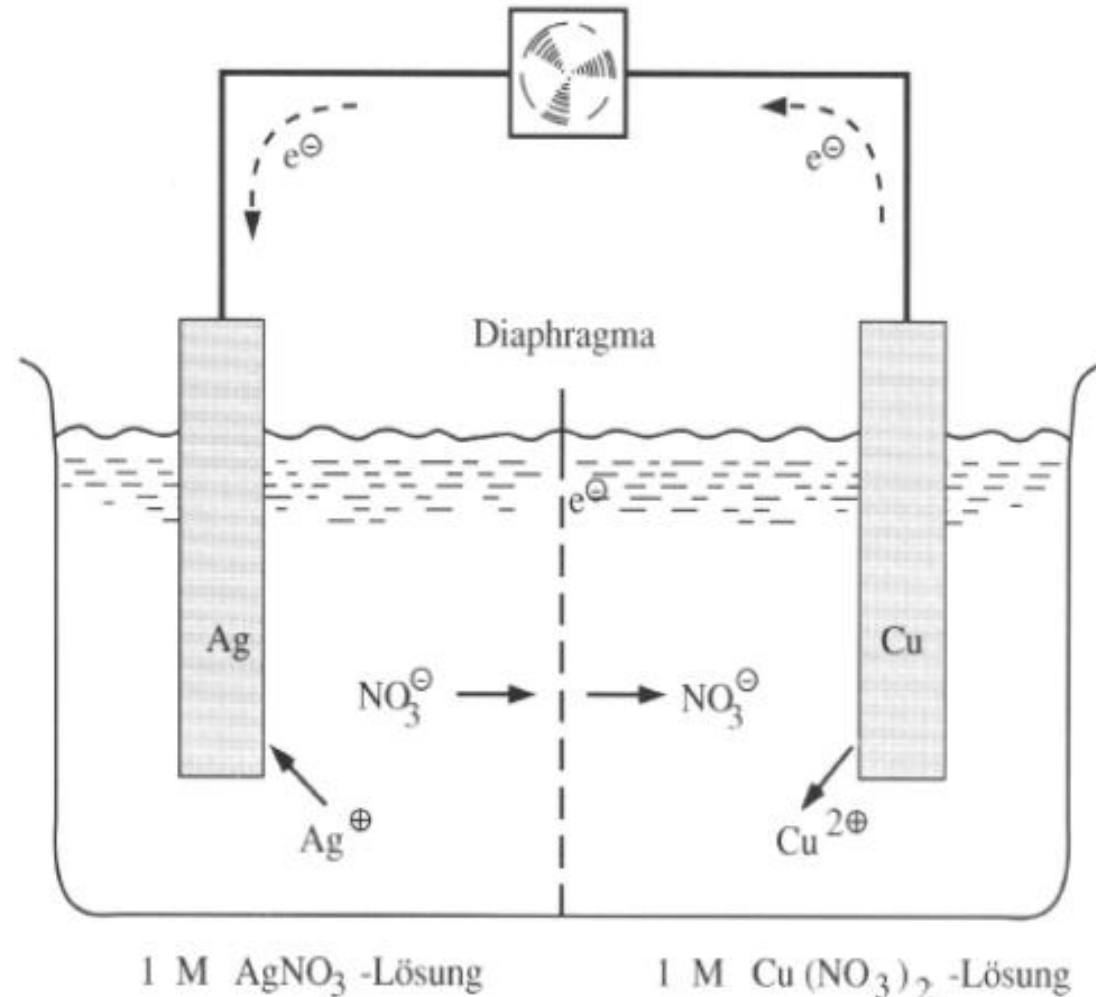
$$E^\circ(\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

$$E = E_0 + \frac{R \times T}{n \times F} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

↓
T = 298 K

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$



Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Oxidation und Reduktion – Elektrolyse

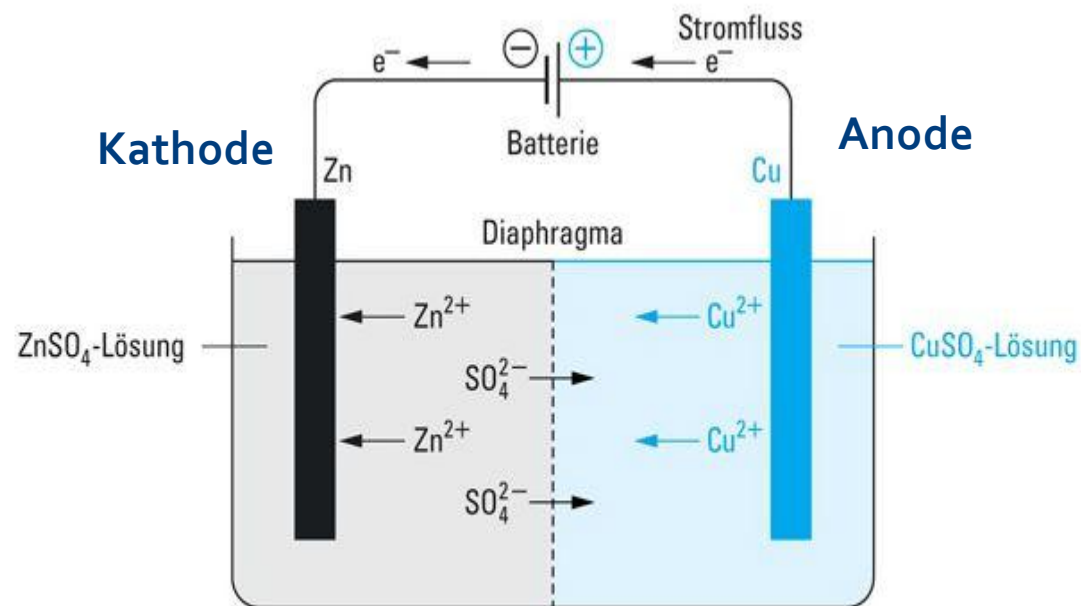
Anders als in galvanischen Elementen ist die Kathode der Minuspol und die Anode der Pluspol! In galvanischen Elementen läuft die Redoxreaktion freiwillig ab:



Elektrolyse ist sozusagen die Umkehrung, also die **Erzwingung** der Redoxreaktion:



Damit eine Elektrolyse überhaupt stattfinden kann, muss die angelegte Spannung mindestens so groß sein wie die Spannung des galvanischen Elements selbst!!!



*) Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Man bezeichnet sie als **Zersetzungsspannung!**

Redox – Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

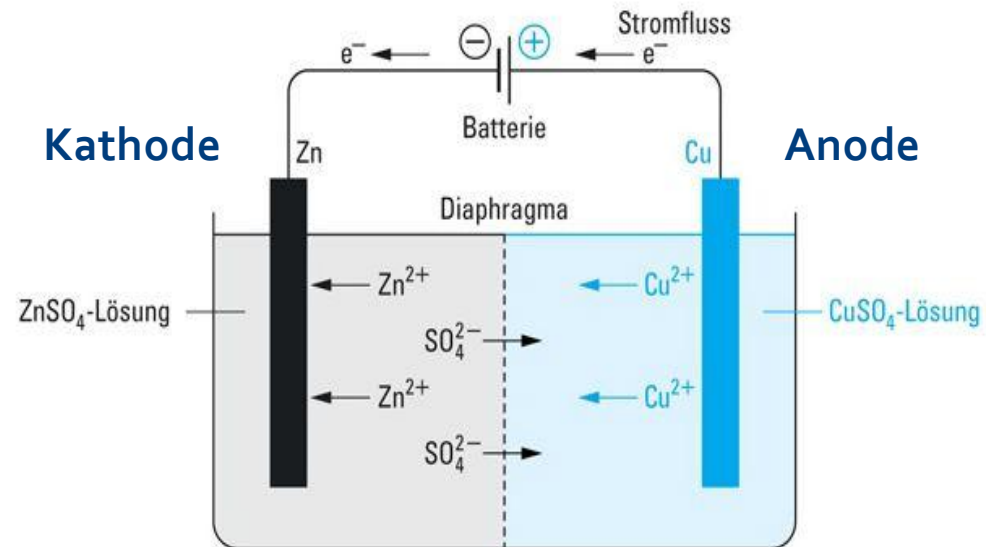
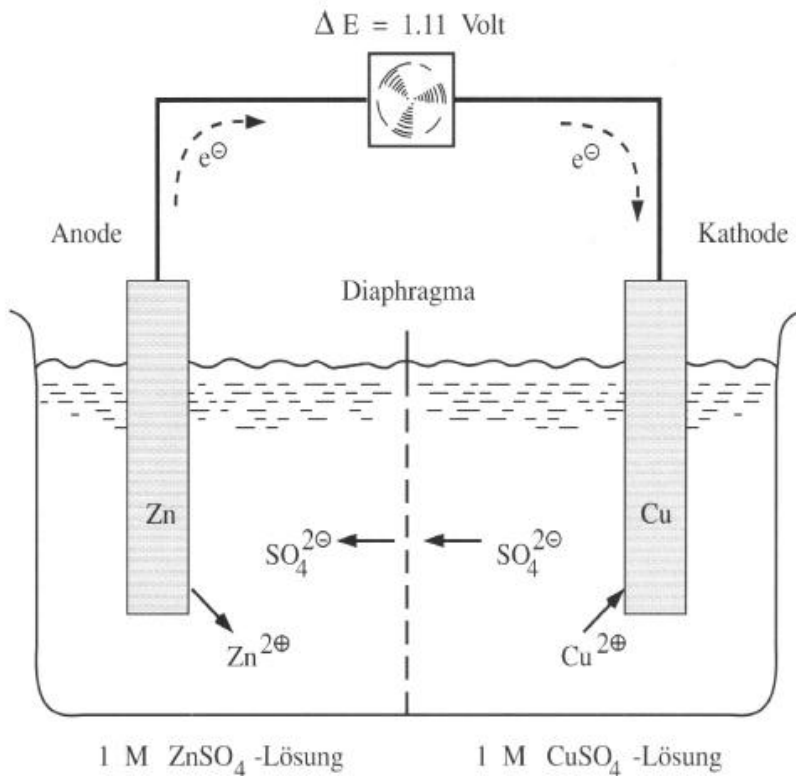
Galvanisches Element vs. Elektrolyse

Anode
Oxidation

Kathode
Reduktion

Kathode:
Reduktion
Minuspol

Anode
Oxidation
Pluspol



Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.



Technische
Hochschule
Georg Agricola

.....ENDE