

# Vorlesung Allgemeine Chemie: Kinetik I, Chemisches Gleichgewicht und Säure-Base-Gleichgewichte

## Inhalte

Reaktionsgeschwindigkeit, Faktoren, die diese beeinflussen, Geschwindigkeits-gesetz, Reaktionsordnung, Molekularität von Elementarschritten und Brutto-gleichung, Begriff Reaktionsmechanismus und geschwindigkeits-bestimmender Schritt, Landolt-Zeit-Reaktion als komplexe Redoxreaktion

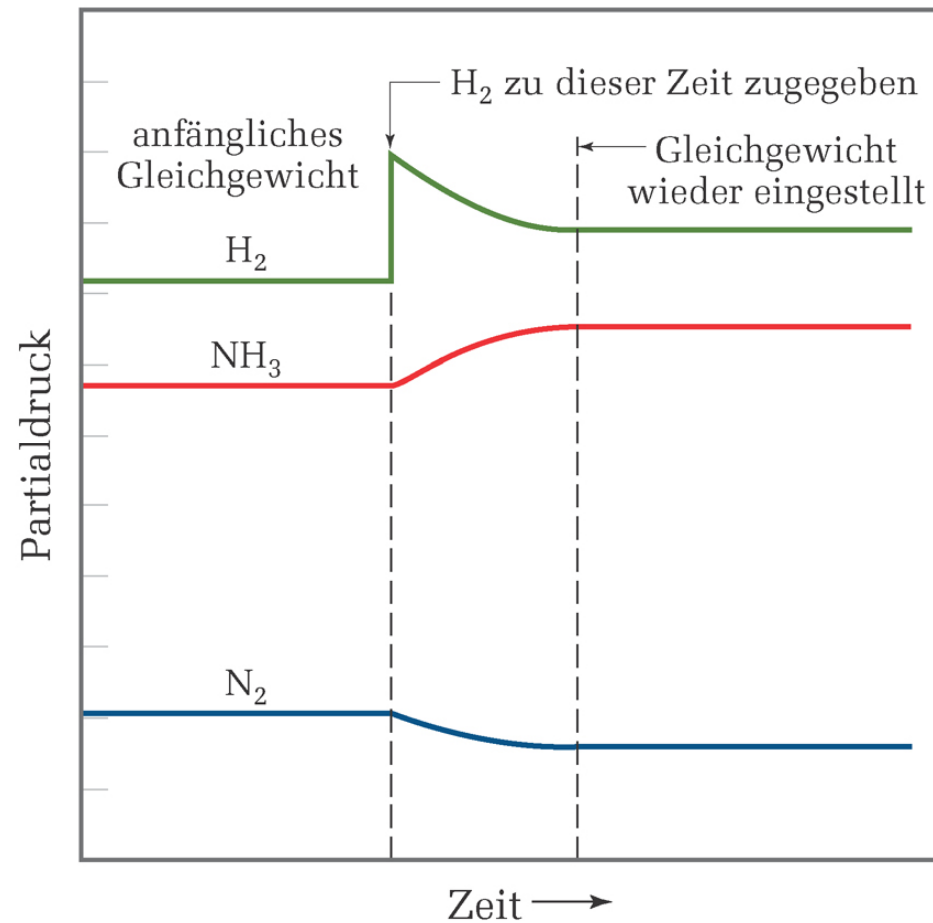
Chemische Gleichgewichte als dynamische Gleichgewichte, Ableitung des Massenwirkungsgesetzes mit Hilfe der Geschwindigkeitsgesetze von Hin- und Rückreaktion, Formulierung von Massenwirkungsgesetzen,  $K_c$  und  $K_p$ , Nutzen der Gleichgewichtskonstante  $K$  als thermodynamischer Größe, Reaktionsrichtung, Vergleich mit Reaktionsquotient, Steuerung der Gleichgewichtslage, Prinzip von Le Chatelier

Konjugierte Säure/Base-Paare nach Bronsted und Lowry, Autoprotolyse, Stärke von Säuren und Basen, pH, pOH, pKW, pKS und pKB, Berechnung des pH-Wertes einer Lösung, Näherung starke Säure, Näherung schwache Säure, Protolysegrad, Wirkungsweise von Indikatoren, Titrationsen, starke Säure/starke Base, schwache Säure/starke Base, mehrbasige Säuren, spezielle Punkte einer Titration (Häggsche Diagramme), Puffersysteme, Pufferbereich, Pufferkapazität

**Die folgenden Folien haben in der Vorlesung zur Veranschaulichung ausgewählter Fakten gedient, sie stellen keine umfassende Darstellung der betreffenden Themen dar.**

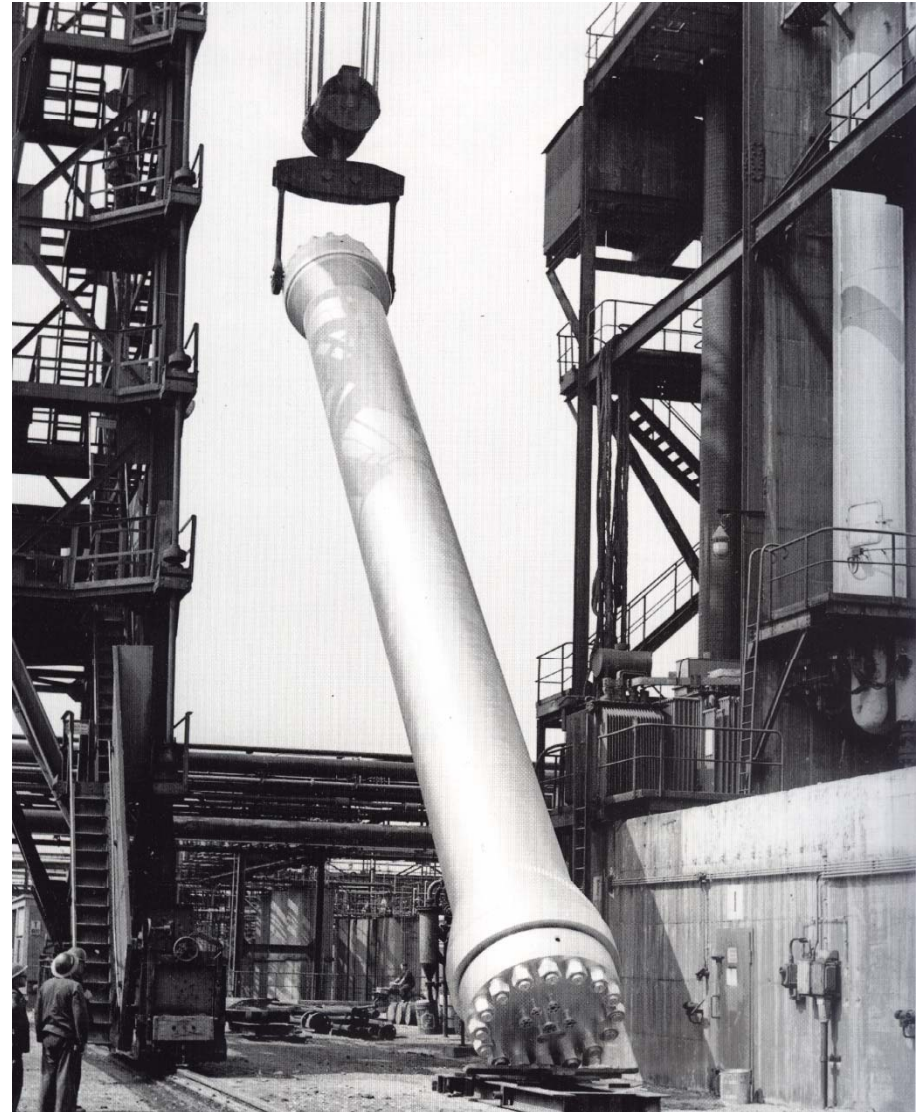
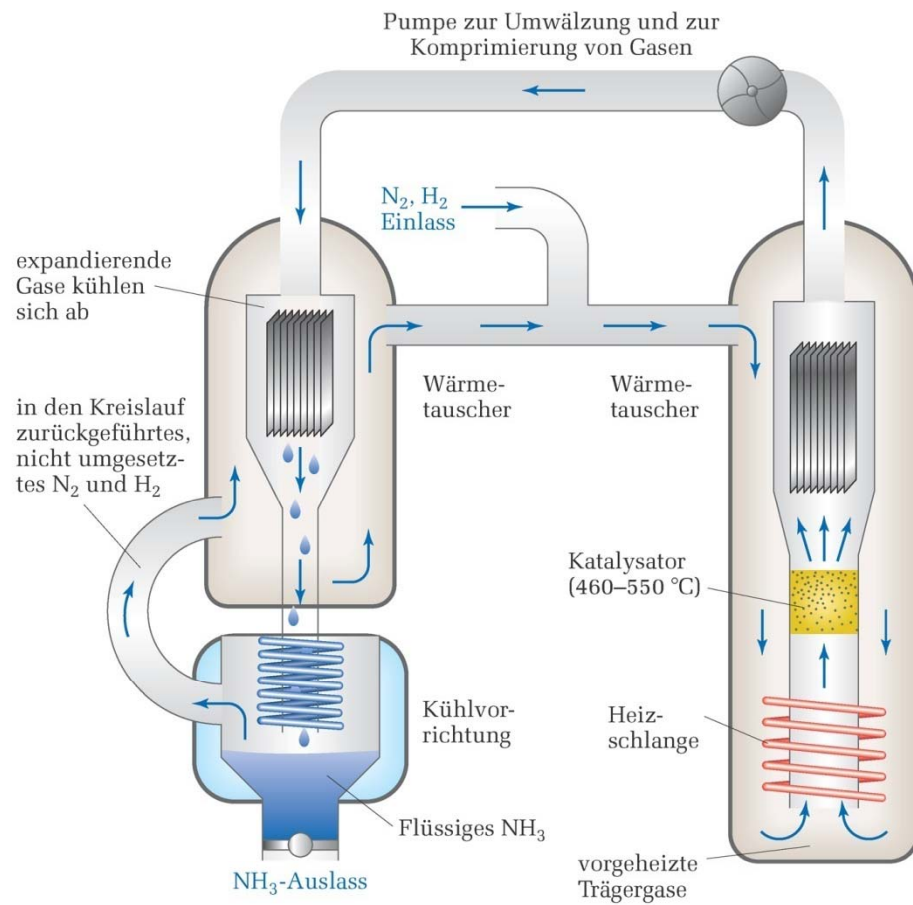
## Vorlesung Allgemeine Chemie: Chemisches Gleichgewicht

### Wiedereinstellung eines Gleichgewichtes



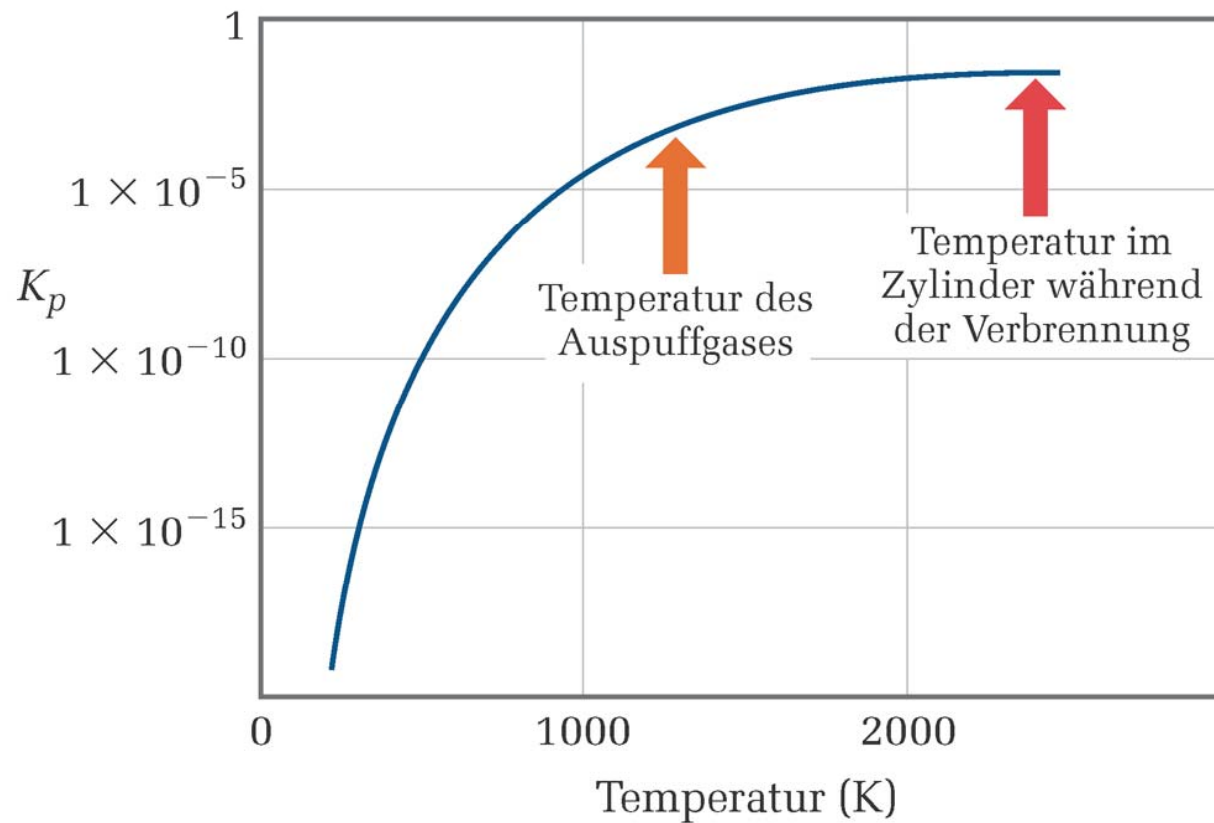
# Vorlesung Allgemeine Chemie: Chemisches Gleichgewicht

## Technische Ammoniak-Synthese

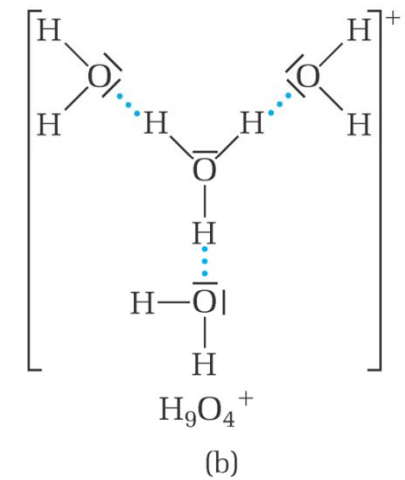
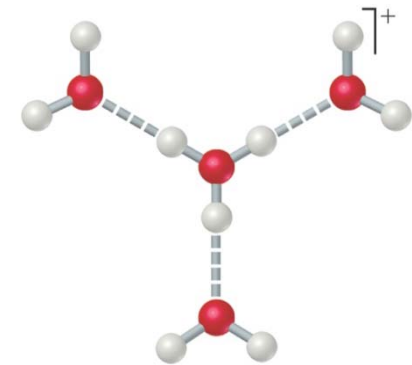
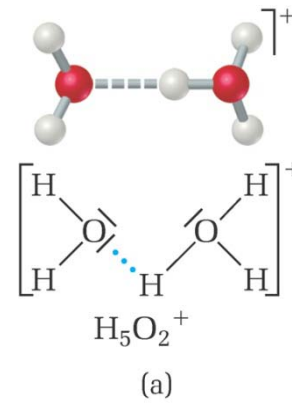
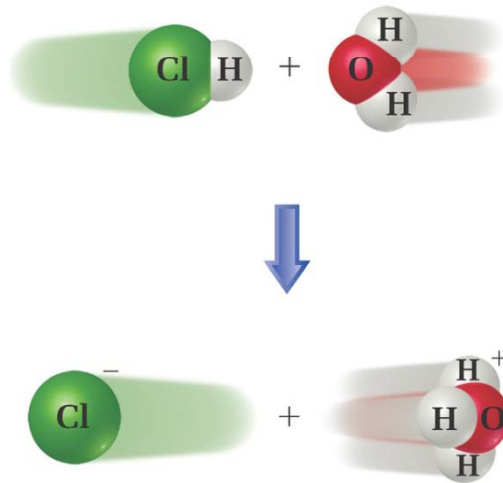


## Vorlesung Allgemeine Chemie: Chemisches Gleichgewicht

### Temperaturabhängigkeit eines Gleichgewichtes



# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



Hydratation des Hydroniumions

# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



	$[H^+] (M)$	pH	pOH	$[OH^-] (M)$
	$1 (1 \times 10^0)$	<b>0,0</b>	<b>14,0</b>	$1 \times 10^{-14}$
Magensäure	$1 \times 10^{-1}$	<b>1,0</b>	<b>13,0</b>	$1 \times 10^{-13}$
Zitronensaft	$1 \times 10^{-2}$	<b>2,0</b>	<b>12,0</b>	$1 \times 10^{-12}$
Cola, Essig	$1 \times 10^{-3}$	<b>3,0</b>	<b>11,0</b>	$1 \times 10^{-11}$
Wein	$1 \times 10^{-4}$	<b>4,0</b>	<b>10,0</b>	$1 \times 10^{-10}$
Tomaten	$1 \times 10^{-5}$	<b>5,0</b>	<b>9,0</b>	$1 \times 10^{-9}$
Bananen	$1 \times 10^{-6}$	<b>6,0</b>	<b>8,0</b>	$1 \times 10^{-8}$
schwarzer Kaffee	$1 \times 10^{-7}$	<b>7,0</b>	<b>7,0</b>	$1 \times 10^{-7}$
Regen	$1 \times 10^{-8}$	<b>8,0</b>	<b>6,0</b>	$1 \times 10^{-6}$
Speichel	$1 \times 10^{-9}$	<b>9,0</b>	<b>5,0</b>	$1 \times 10^{-5}$
Milch	$1 \times 10^{-10}$	<b>10,0</b>	<b>4,0</b>	$1 \times 10^{-4}$
menschliches Blut, Tränen	$1 \times 10^{-11}$	<b>11,0</b>	<b>3,0</b>	$1 \times 10^{-3}$
Eiweiß, Meerwasser	$1 \times 10^{-12}$	<b>12,0</b>	<b>2,0</b>	$1 \times 10^{-2}$
Backpulver (Soda)	$1 \times 10^{-13}$	<b>13,0</b>	<b>1,0</b>	$1 \times 10^{-1}$
Borax	$1 \times 10^{-14}$	<b>14,0</b>	<b>0,0</b>	$1 (1 \times 10^0)$
Magnesiummilch				
Kalkwasser				
Haushaltsammoniak				
Haushaltsbleiche				
0,1 M-NaOH				

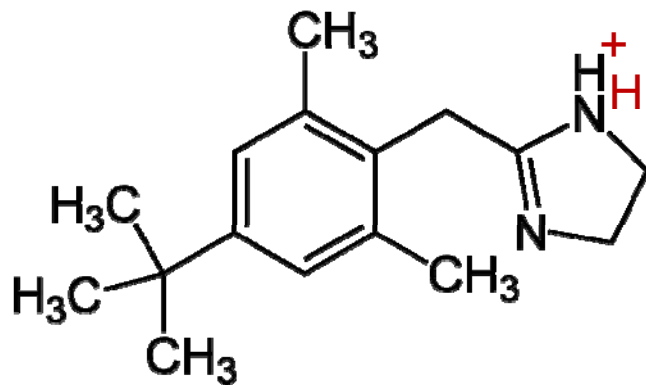
↑ stärker sauer

↓ stärker basisch

# Vorlesung Allgemeine Chemie: Chemisches Gleichgewicht

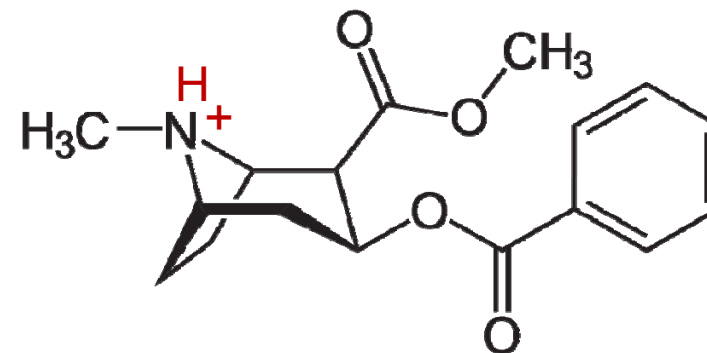
Amine  
und Aminhydrochloride  
als Drogen:

Chinin, Codein,  
Koffein, Amphetamin



Xylomethazolin

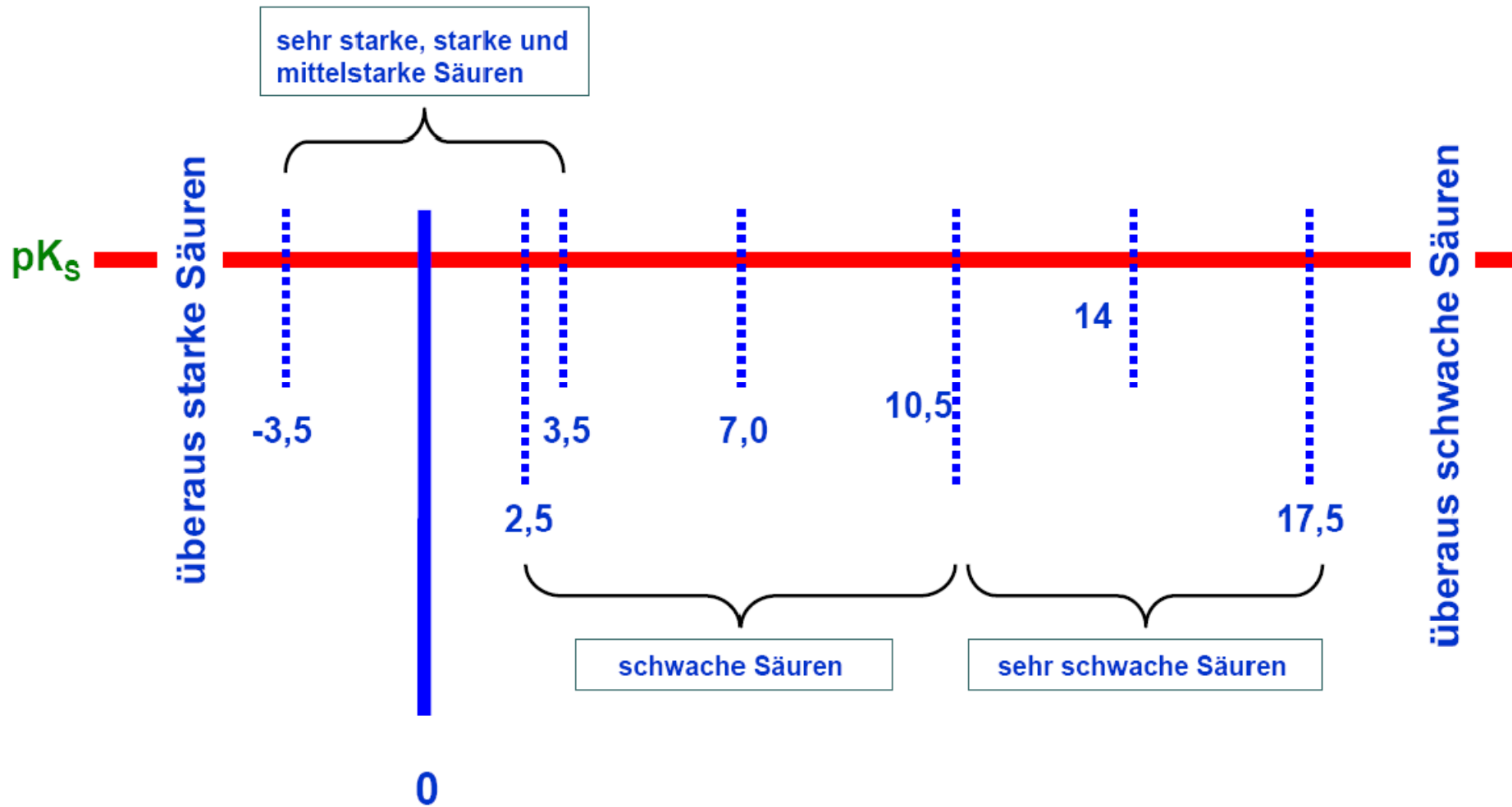
Xylomethazolin-Hydrochlorid



Kokain

Kokain-Hydrochlorid

# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte

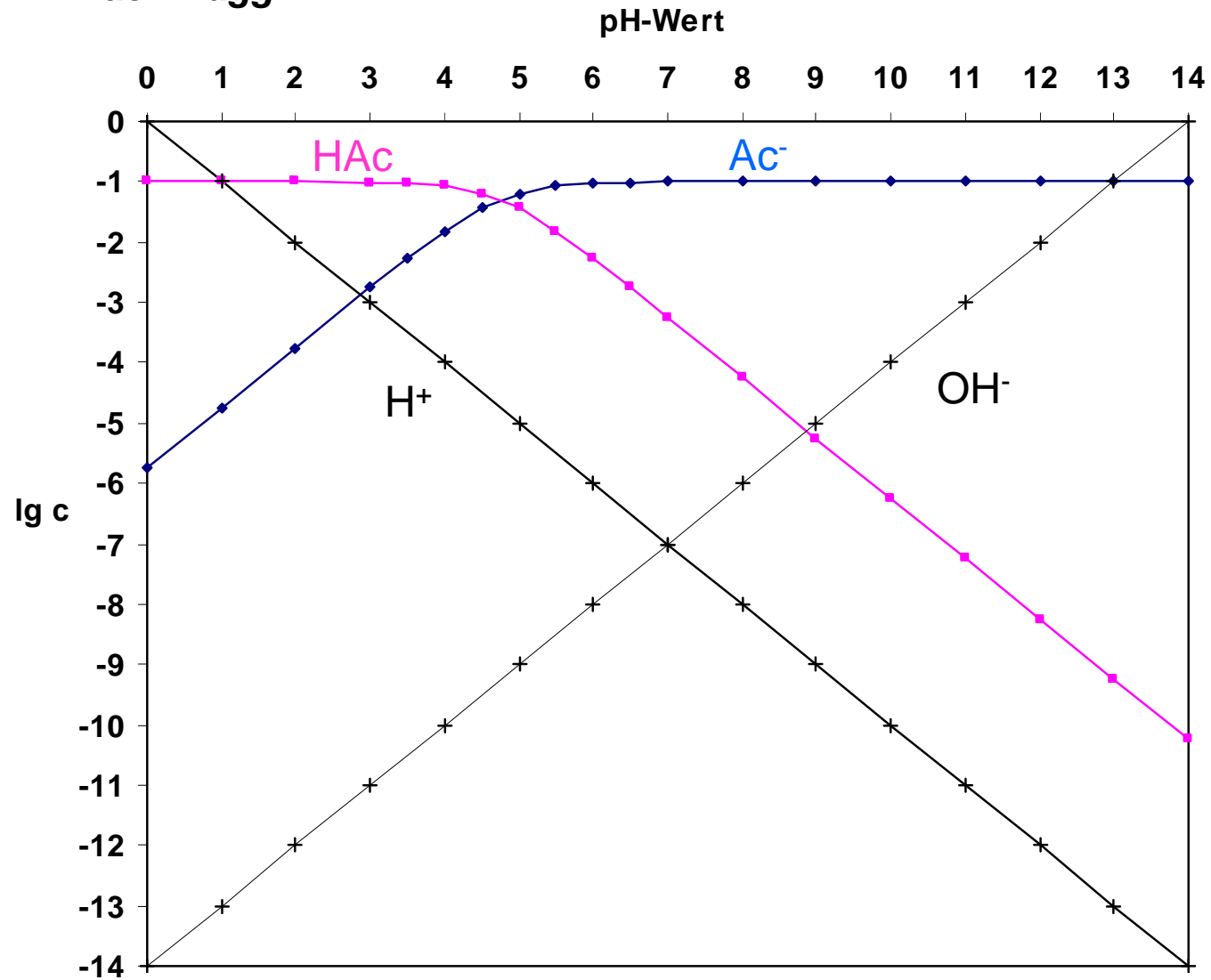




# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



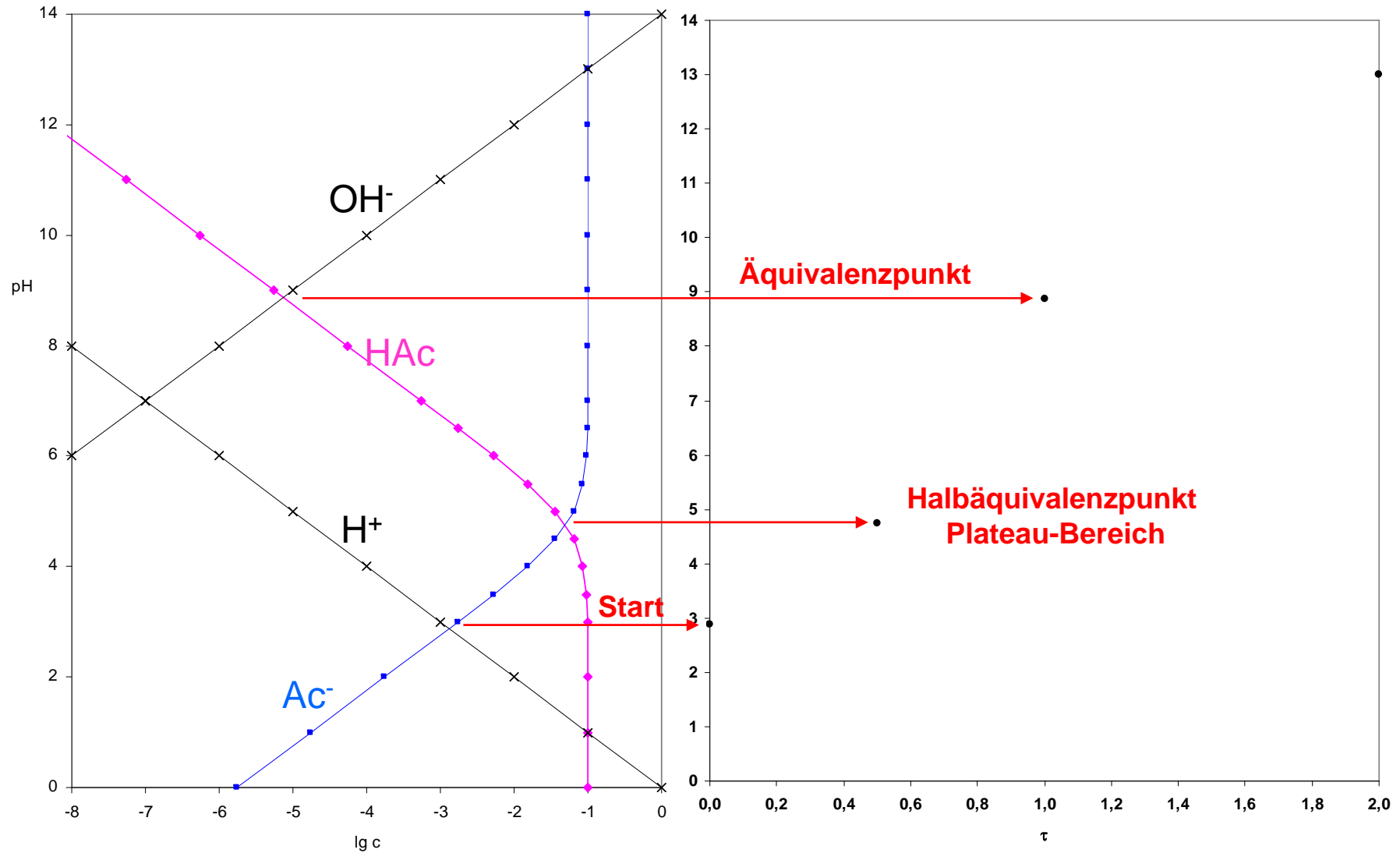
logarithmische Diagramme  
nach Hägg



# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



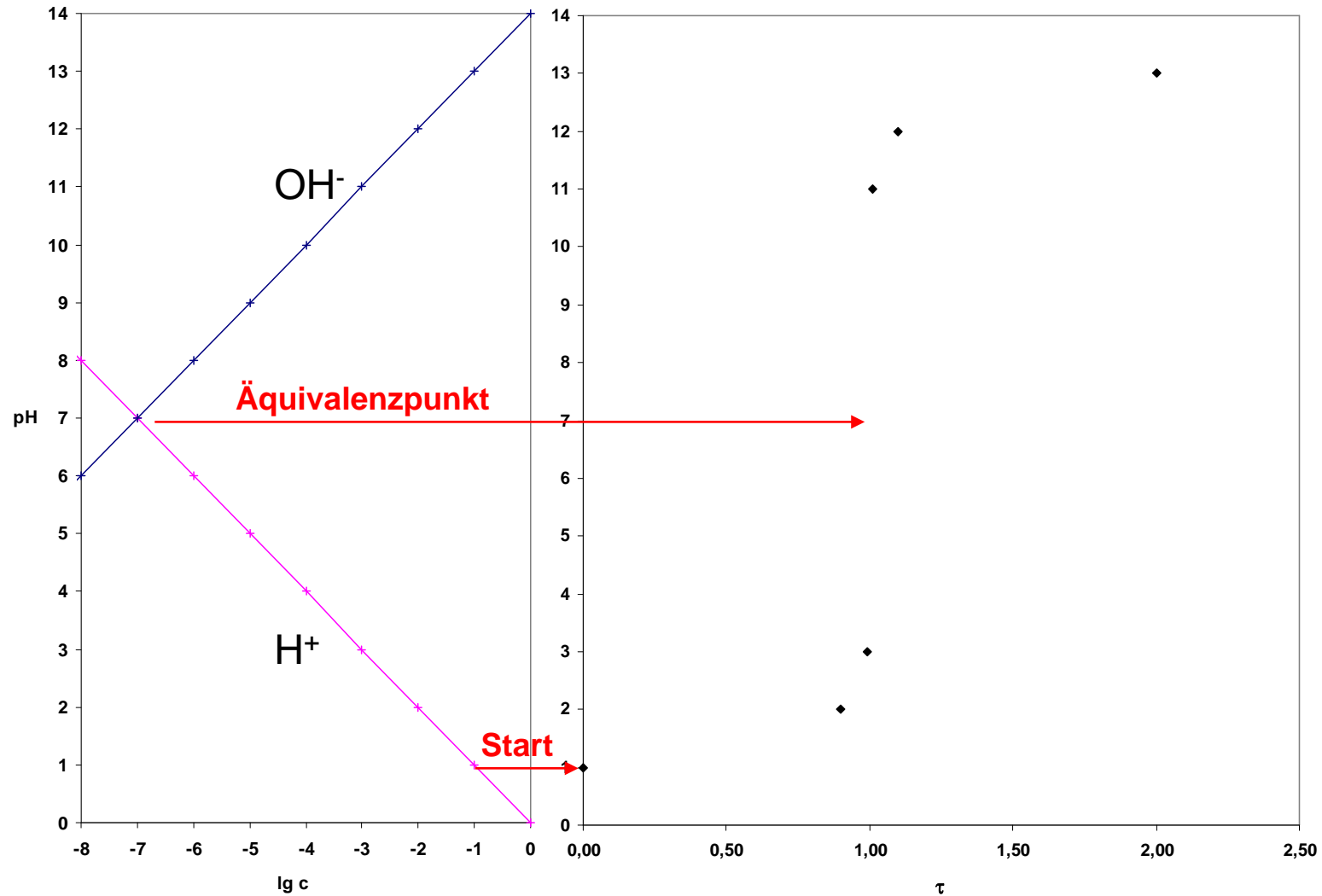
## Konstruktion der Titrationskurve schwache Säure + starke Base



# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



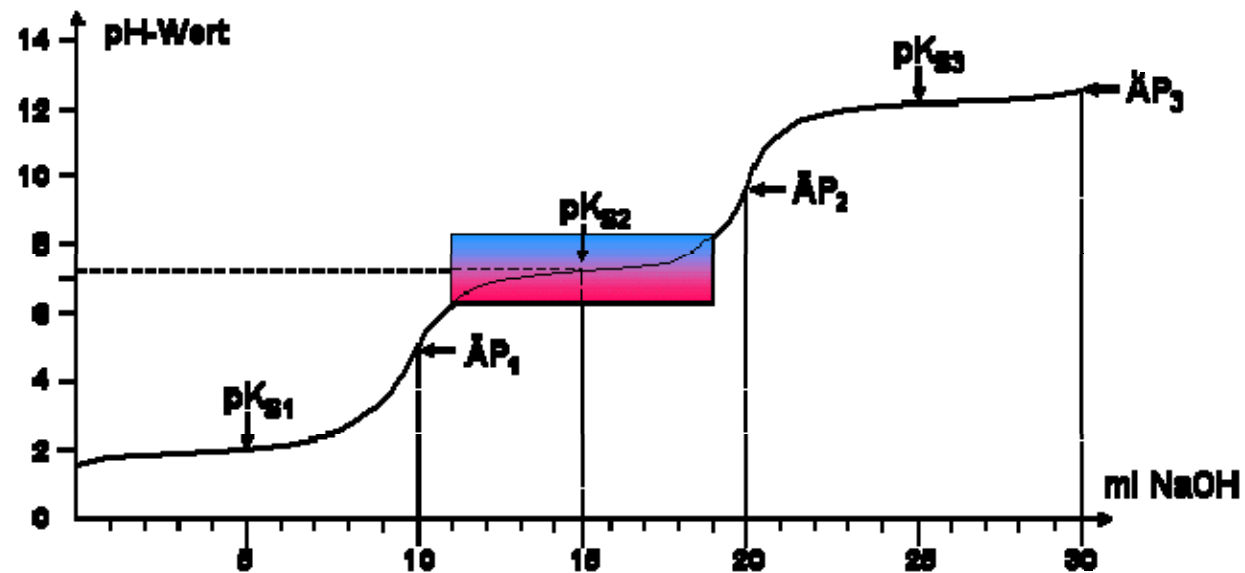
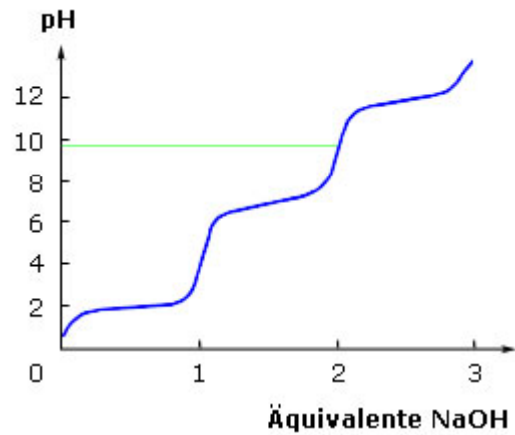
## Konstruktion der Titrationskurve starke Säure + starke Base



# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



## Titration mehrbasiger Säuren: $\text{H}_3\text{PO}_4$

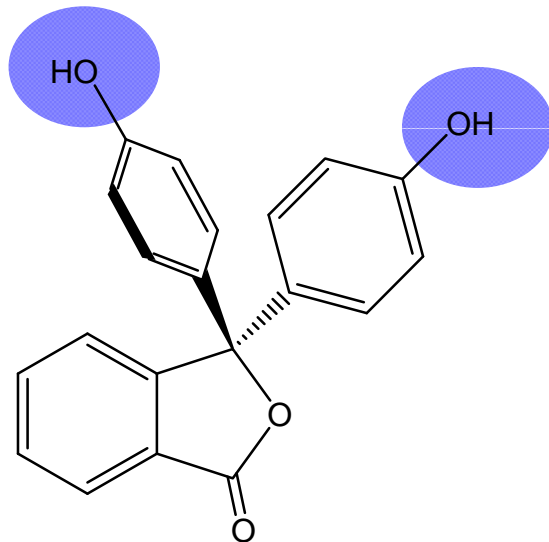




## Phenolphthalein als Indikator mit komplexem Elementarverhalten

Deprotonierung von Phenolresten (schwache Säure)

plus



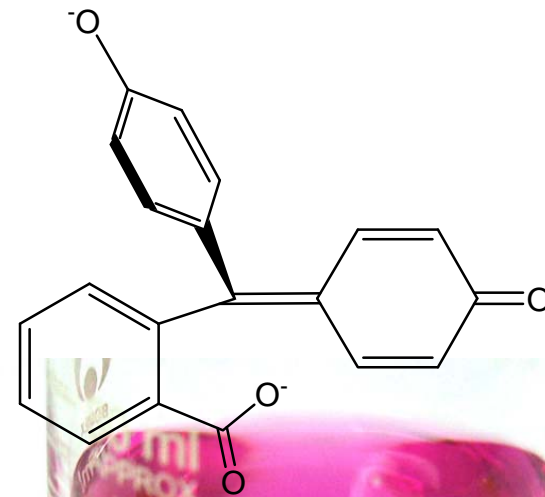
farblos im Neutralbereich

Folgereaktion

$- 2 \text{H}^+$



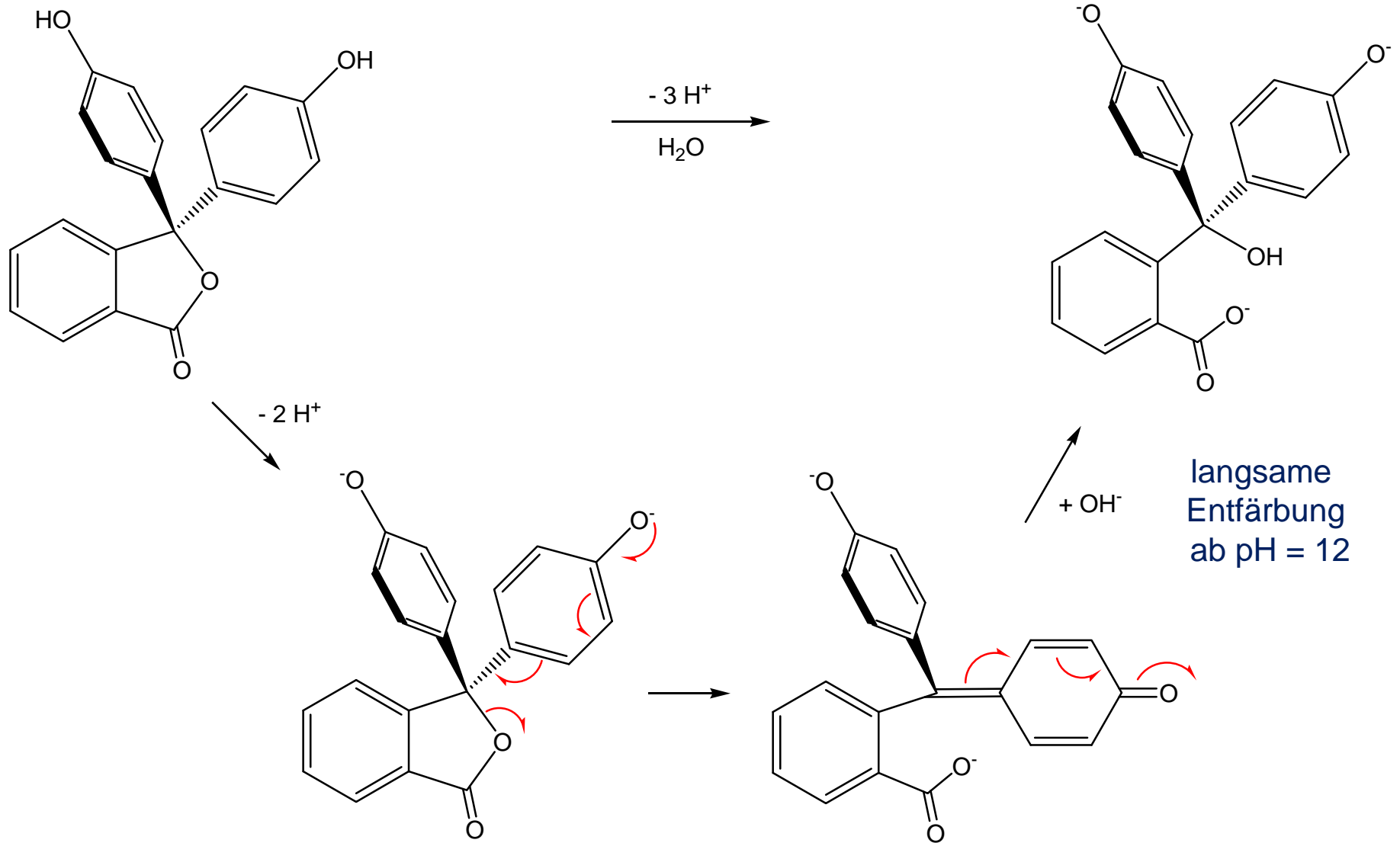
Umschlag  
pH 8 bis 10



rosa  
im basischen  
Bereich











# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte

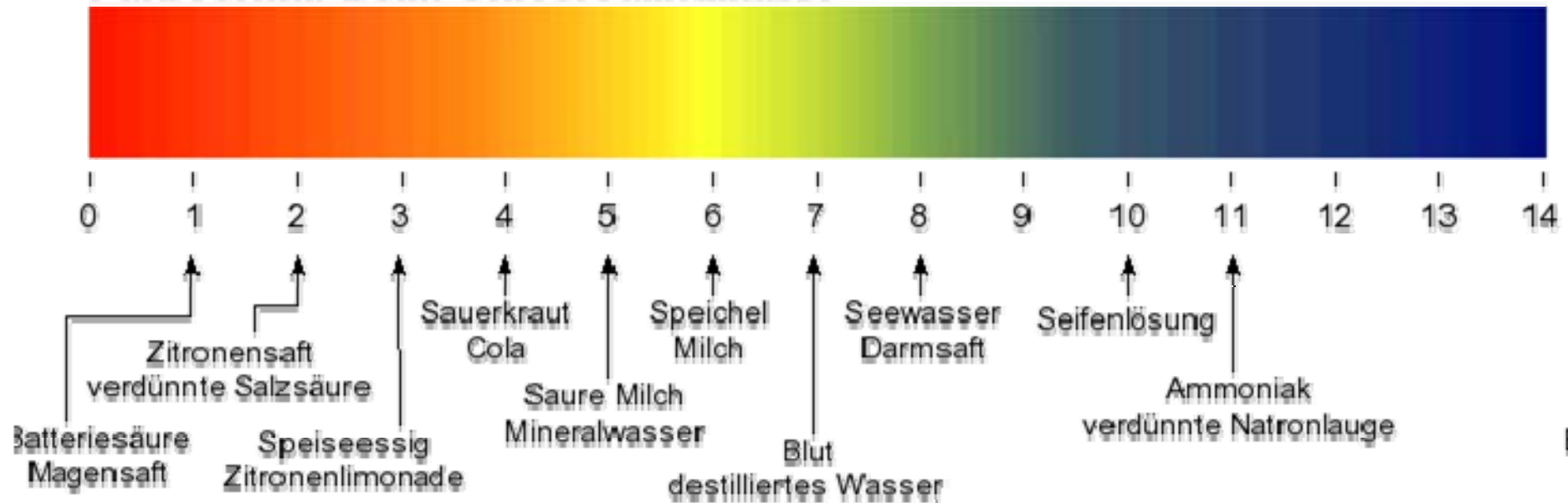


	pH-Bereich der Farbbänderung												
	0	2	4	6	8	10	12	14					
Methylviolett	gelb		violett										
Thymolblau	rot		gelb		gelb		blau						
Methylorange		rot		gelb									
Methylrot			rot		gelb								
Bromthymolblau			gelb		blau								
Phenolphthalein				farblos		rosa							
Alizarinengelb R					gelb		rot						

# Vorlesung Allgemeine Chemie: Säure-Base-Gleichgewichte



## Farbverlauf beim Universalindikator





# Vorlesung Allgemeine Chemie: Gleichgewichte und Elektrochemie

## Inhalte

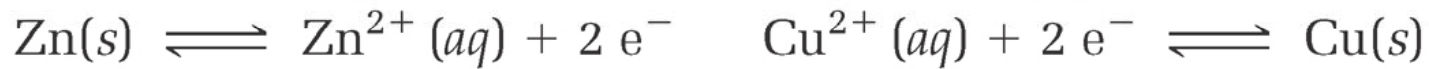
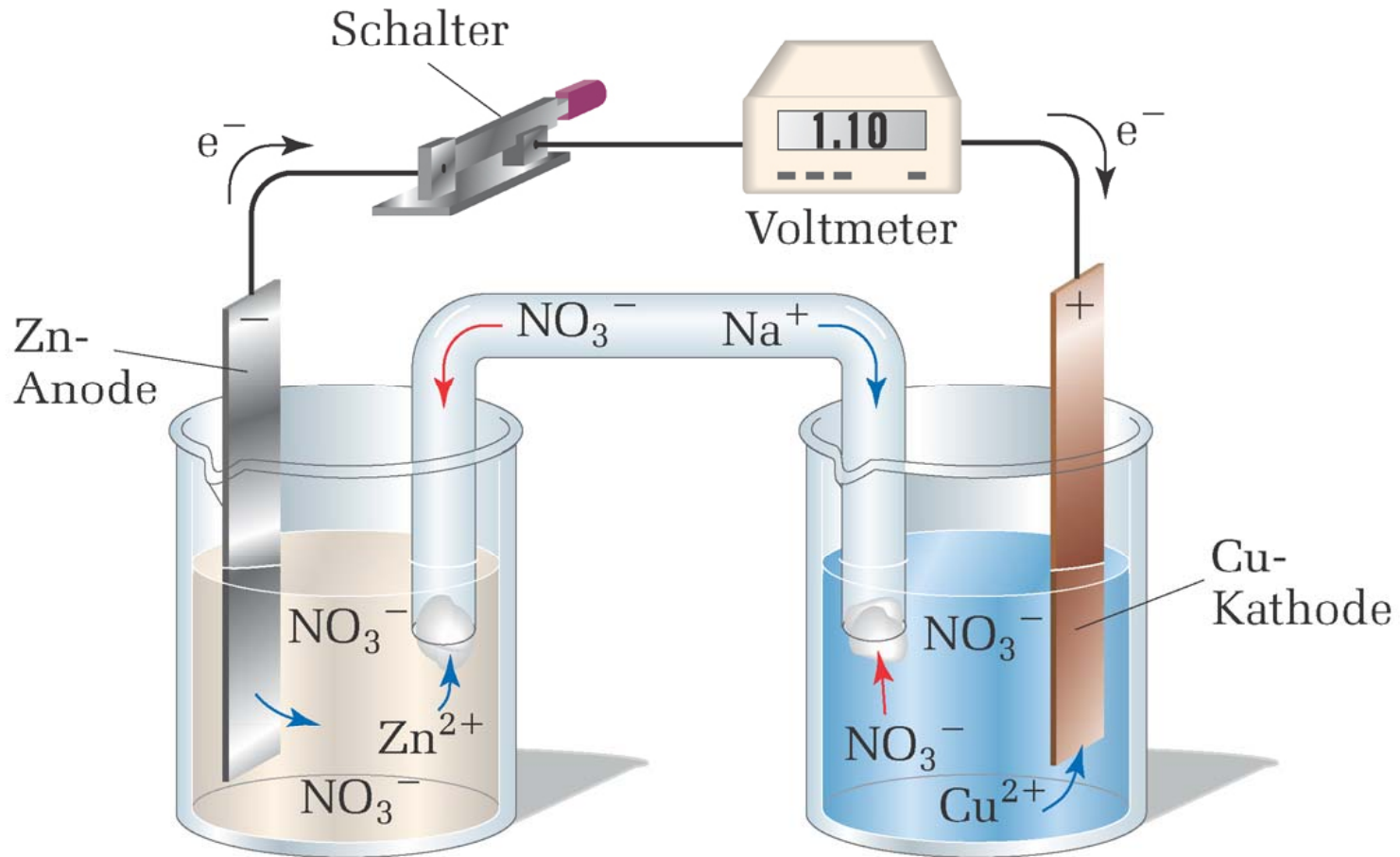
Löslichkeitsprodukt, Sättigungskonzentration, Kopplung von Gleichgewichten, Bruttokonstanten, Sulfidfällungen verschiedener Metallionen mit  $\text{H}_2\text{S}$  ( $\text{pK}_s + \text{pK}_L$ ),

Redox-Gleichgewichte: elektrochemisches Potenzial, galvanische Zellen, Zellspannung, Standard-Wasserstoffelektrode, elektrochemische Spannungsreihe, Nernstsche Gleichung, Stärke von Reduktionsmitteln und Oxidationsmitteln, Daniellelement, Einfluss des Konzentrationsterms der Nernstschen Gleichung, Konzentrationszellen, Berechnung der Gleichgewichtskonstante, pH-abhängige Elektroden (Dichromat + Iodid)

Typen von Elektroden, Batterien: Primärelemente, Sekundärelemente, Bleiakkumulator, Alkalibatterie, Nickel/Metallhydrid-Batterie, Lithiumionenakku, Elektroden unter Stromfluss: Strom-Spannungskurven, Überspannung, Zersetzungsspannung, Zusammenhang Ladung/Anode/Kathode in Batterie und Elektrolyse, Elektrolyse, Faraday-Gesetz, Opferelektroden

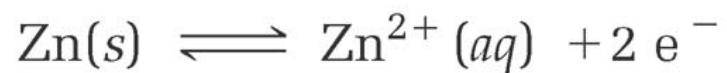
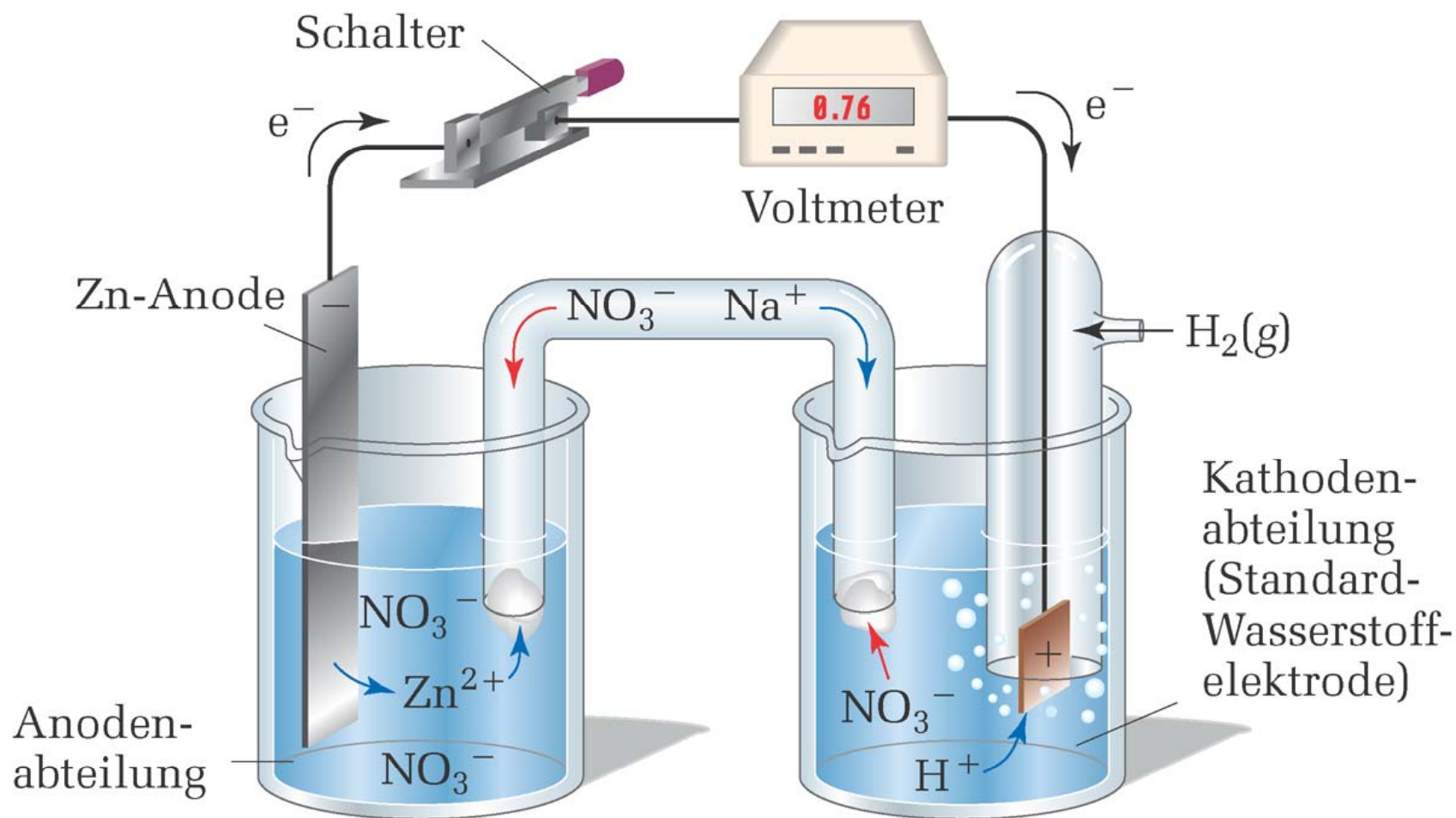
**Die folgenden Folien haben in der Vorlesung zur Veranschaulichung ausgewählter Fakten gedient, sie stellen keine umfassende Darstellung der betreffenden Themen dar.**

# Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie



Bewegung der Kationen  $\rightarrow$   
Bewegung der Anionen  $\leftarrow$

## Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

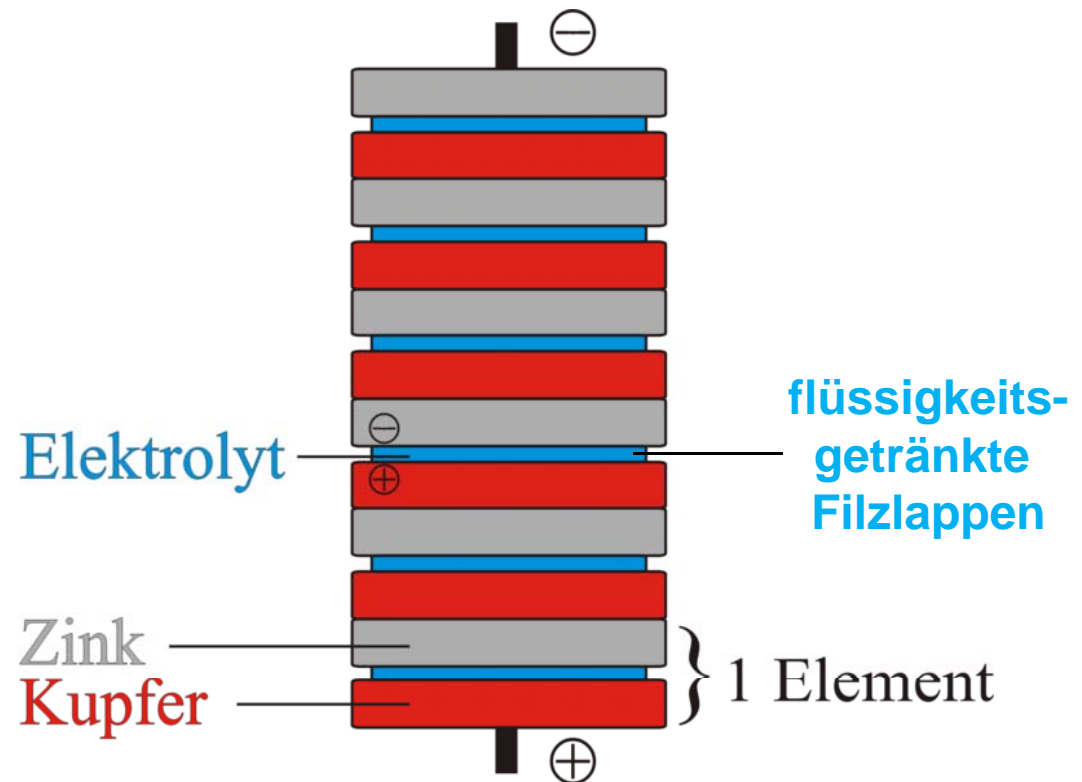


# Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

## Die Erfindung der Batterie: die Voltasche Säule



Alessandro Giuseppe  
Antonio Anastasio  
Graf von Volta  
1800



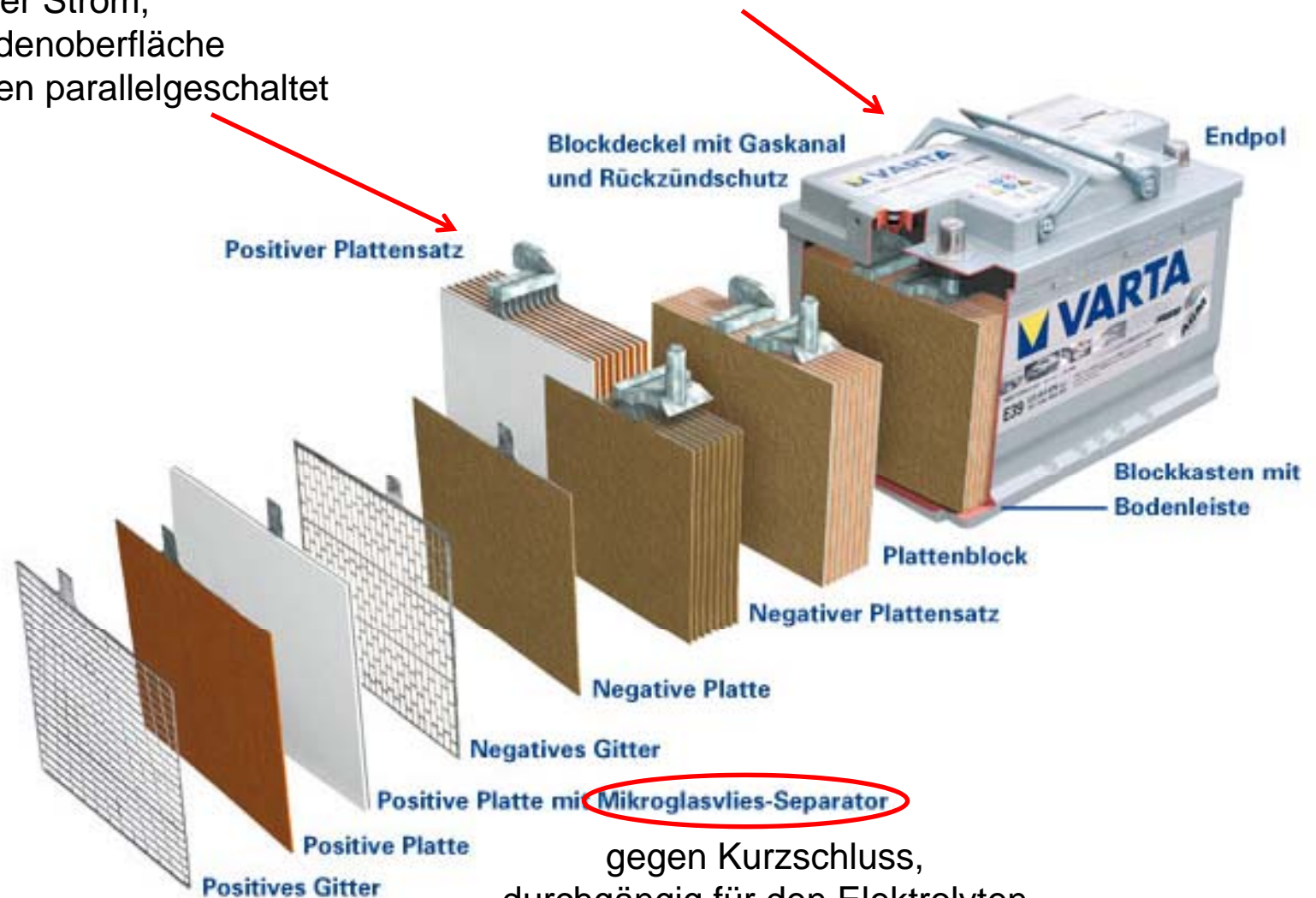
## Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

### Batterieleistung:

Produkt aus Strom und Spannung  
möglichst hoher Strom,  
große Elektrodenoberfläche  
mehrere Platten parallelgeschaltet

### Batteriespannung:

6 Unterzellen in Reihenschaltung:  
6 mal 2 V ~ 12 V



gegen Kurzschluss,  
durchgängig für den Elektrolyten

# Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

## Alkalibatterie

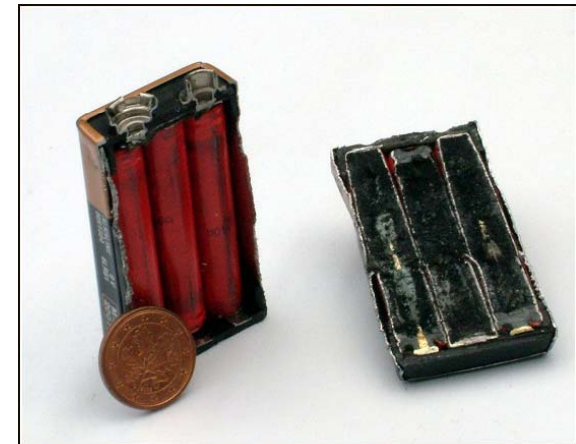
Zinkpulver/KOH

⊖

Separatormembran

Braunstein-  
paste

⊕



## Nickel-Metallhydrid-Akkumulator

Nickel-Metall-  
Legierung

⊖

Separator  
elektrolytgetränkt

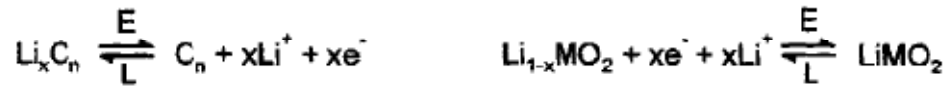
Nickeloxidpaste

⊕



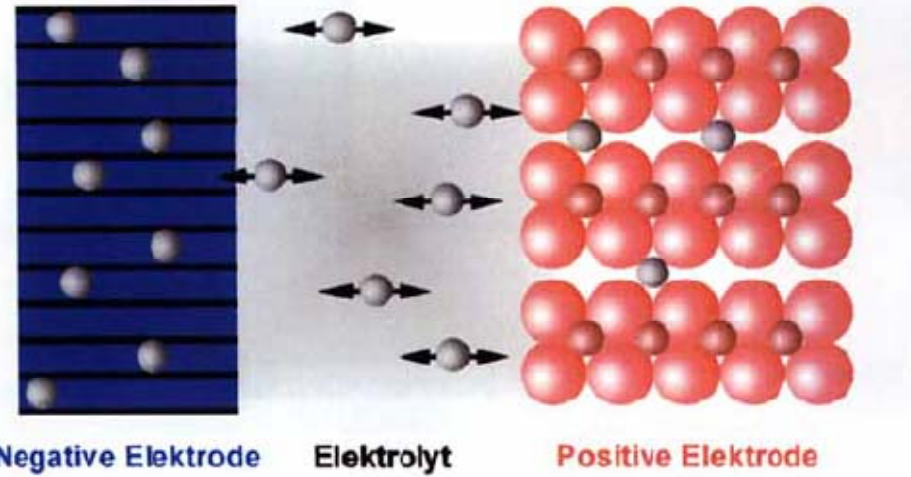
# Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

## Lithium-Ionen-Akku



Graphitschichten  
mit eingelagertem  
Li<sup>+</sup>

geladen

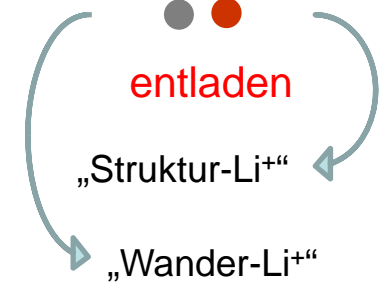


Metalloxid  
mit eingelagertem  
Li<sup>+</sup>

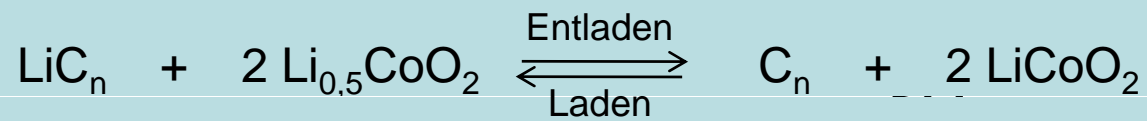
entladen

„Struktur-Li<sup>+</sup>“

„Wander-Li<sup>+</sup>“

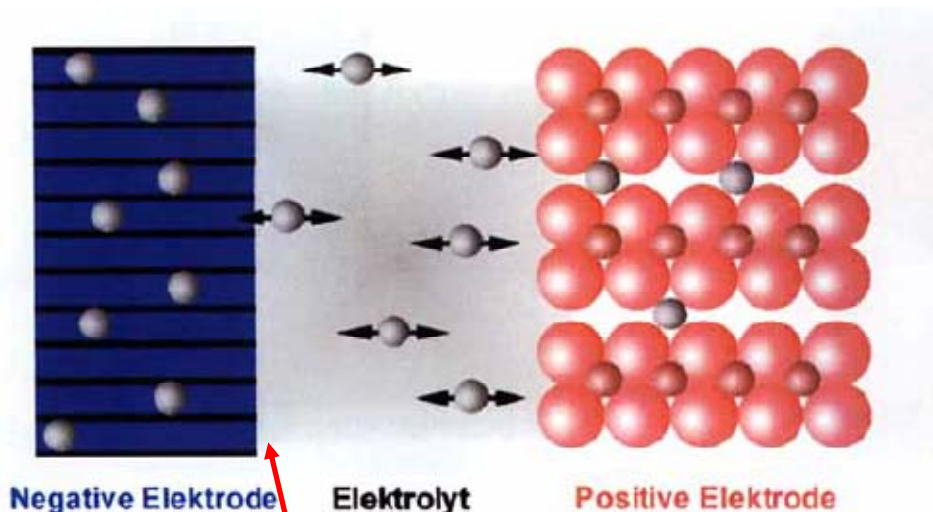
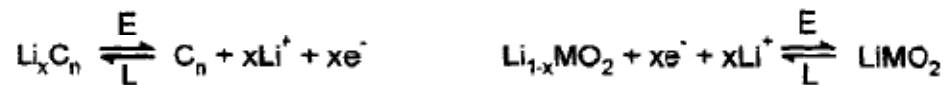


### Zellreaktion



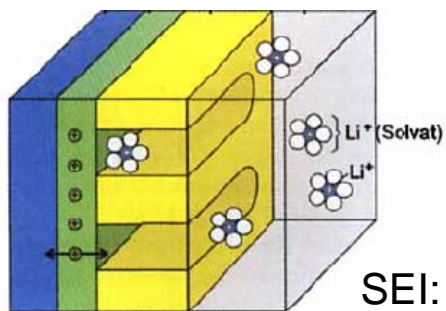


# Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

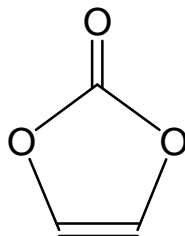


hohe Spannung  
 $\Delta E^\circ (\text{Li}, \text{Co}^{\text{III/IV}}) \sim 3.7 \text{ V}$

hohe Energiedichte  
 $260 \text{ W}\cdot\text{h}\cdot\text{L}^{-1}$



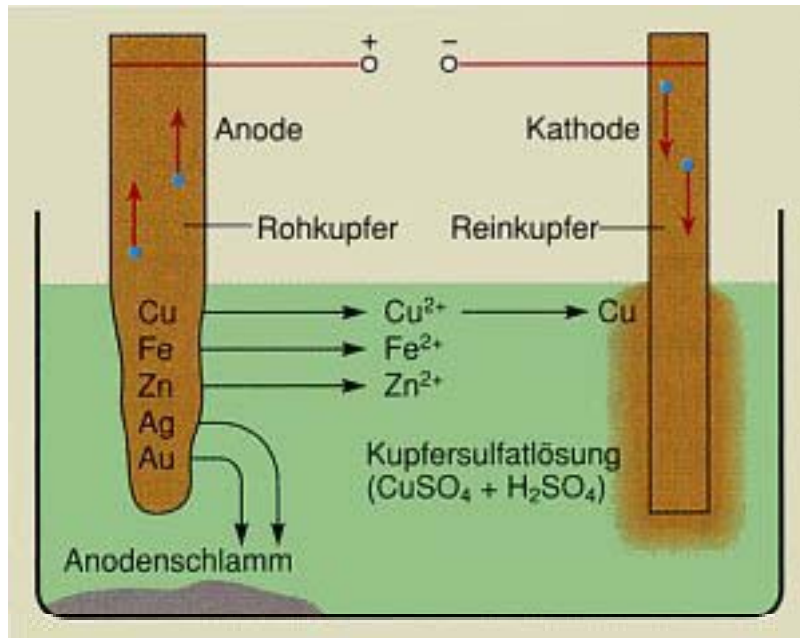
Leitsalz (LiPF<sub>6</sub>) in  
 aprotischem  
 organische LM



# Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

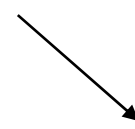
Kupferraffination  
als Beispiel einer Elektrolyse

$$\Delta E = 0.4 \text{ V}$$



Michael Faraday  
(1791 – 1867)

„Ladung  
aus der  
Steckdose“



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



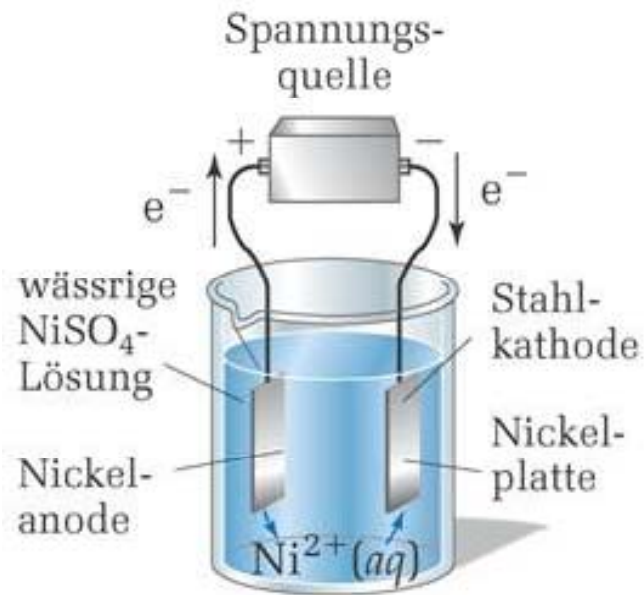
„chemisch  
gebundene  
Ladung“

$$= \text{const} = F = N_A \cdot e$$

$$F = 96485 \text{ C / mol}$$

## Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

Galvanisieren als Form der Elektrolyse



(a)



(b)

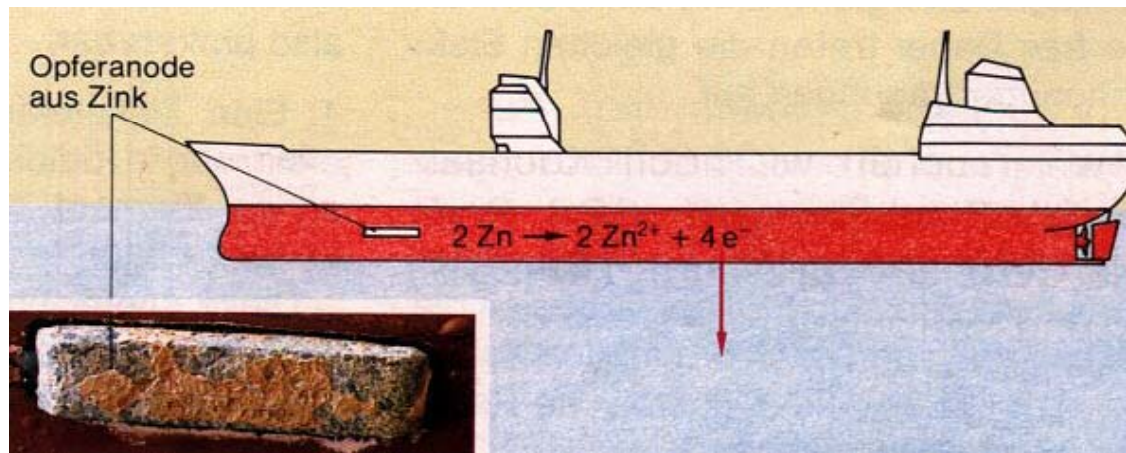
Versilbern von Besteck

$$E^\circ(\text{Ni}, \text{Ni}^{2+}) = -0.28 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Fe}, \text{Fe}^{2+}) = -0.44 \text{ V}$$

## Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

Begriff Lokalelement:  
Berührung zweier Metalle mit Flüssigkeit als Elektrolyt  
Nutzung als Opferanode



## Vorlesung Allgemeine Chemie: Elektrochemie

Begriff Lokalelement  
Nutzung als Opferanode

