

# Praktikumsversuche

## 2GIG

### Chemie

---



LE GOUVERNEMENT  
DU GRAND-DUCHÉ DE LUXEMBOURG  
Ministère de l'Éducation nationale,  
de l'Enfance et de la Jeunesse

## **IMPRESSUM**

**Titre : Praktikumsversuche 2GIG Chemie**

Élaboré conformément au programme luxembourgeois par :

**Hoffmann Sam, Steffen Martine, Eicher Laurent, Reinig Paul**

Contenus et concept didactique pour l'enseignement  
au Grand-Duché de Luxembourg.



### **Éditeur :**

Service de Coordination de la Recherche  
et de l'Innovation pédagogiques et technologiques (SCRIPT)  
33 Rives de Clausen  
L-2165 Luxembourg  
secretariat@script.lu

Réalisation / Conception : SCRIPT

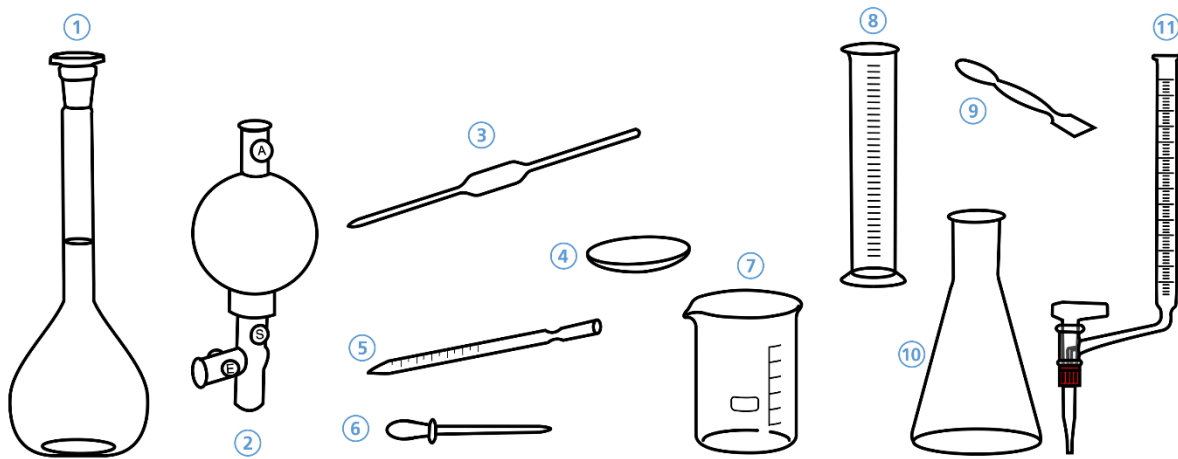
© 2023 SCRIPT | Tous droits réservés

# Praktikum 1 – Chemisches Bierbrauen

Ziel dieses Praktikums ist es, einige Begriffe und Fertigkeiten aus dem Vorjahr zu wiederholen.

## 1. Material

Benenne die folgenden Glasgeräte und ordne ihnen ihre jeweilige Aufgabe zu.



1. \_\_\_\_\_
2. \_\_\_\_\_
3. \_\_\_\_\_
4. \_\_\_\_\_
5. \_\_\_\_\_
6. \_\_\_\_\_


7. \_\_\_\_\_
8. \_\_\_\_\_
9. Spatel
10. \_\_\_\_\_
11. \_\_\_\_\_

<b>H</b>

- A.** Präzises Abmessen von größeren Mengen einer Flüssigkeit, z.B. 84 mL.
- B.** Sehr Präzises Abmessen von bestimmten Volumina, z.B. 25,00 mL.
- C.** Präzises Abmessen von geringen Mengen einer Flüssigkeit, z.B. 2,30 mL.
- D.** Sehr präzise Zugabe einer Flüssigkeit in Schritten von 0,1 mL.
- E.** Stationäres (unbewegliches) Reaktionsgefäß.
- F.** Reaktionsgefäß, das zum besseren Vermischen geschwenkt werden kann.
- G.** Abwiegen eines Feststoffs.
- H.** Entnahme eines Feststoffs aus einem Vorratsbehälter.
- I.** Zugabe von ein paar Tropfen, bzw. etwa 1 – 3 mL einer Flüssigkeit.
- J.** Pipettierhilfe beim Arbeiten mit Mess- bzw. Vollpipetten.
- K.** Herstellen einer Lösung eines bestimmten Volumens, z.B. 250 mL.

## 2. Vorbereiten der Lösung A

Berechne die Masse an Kaliumiodat ( $\text{KIO}_3$ ), die eingewogen werden muss, um 100 mL einer 0,01 molaren Lösung herzustellen.

Lasse dein Resultat vom Lehrer kontrollieren und bereite die Lösung anschließend vor. Notiere deine Vorgehensweise.

Überführe die Lösung in ein 250 mL Becherglas und beschrifte es mit **A**.

## 3. Verdünnung

Berechne das Volumen einer 0,1 molaren Natriumsulfit-Lösung, das benötigt wird, um durch Verdünnung 100 mL einer Natriumsulfit-Lösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  herzustellen.

Lasse dein Resultat vom Lehrer kontrollieren und bereite die Lösung anschließend vor. Notiere deine Vorgehensweise.

#### **4. Vorbereiten der Lösung B**

Überführe die zuvor hergestellte  $4,6 \cdot 10^{-3}$  molare Natriumsulfit-Lösung vollständig in ein 250 mL Becherglas und beschrifte es mit **B**.

Miss mithilfe eines geeigneten Glasgeräts 1 mL Ethanol ab und gib diesen zu der Lösung in Becherglas **B** hinzu. Rühre mithilfe eines Glasstabs um.

Dir steht eine 17,5%ige Schwefelsäure-Lösung ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) zur Verfügung, welche eine Dichte von  $\rho = 1,120 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  hat. Berechne die Stoffmengenkonzentration dieser Schwefelsäure-Lösung.

Miss mithilfe eines geeigneten Glasgeräts exakt 2,5 mL dieser Schwefelsäure-Lösung ab und gib diese zu der Lösung in Becherglas **B** hinzu. Rühre mithilfe eines Glasstabs um.

#### **5. Chemisches Bierbrauen**

Benetze den Boden eines 0,25 L Bierglases mit verdünntem Spülmittel. Schütte die Inhalte der Bechergläser **A** und **B** zügig und gleichzeitig in das Bierglas. Beobachte.



# Praktikum 2 – Manganometrie

## Grundlagen

Ebenso wie beispielsweise Säuren mit Laugen titriert werden können, kann man auch die Konzentration verschiedener Lösungen durch Zugabe eines entsprechenden Oxidations- bzw. Reduktionsmittels bestimmen.

Bei diesen sogenannten Redox titrationen kann man allerdings keinen Säure-Base-Indikator zur Erkennung des Äquivalenzpunkts verwenden. Dieses Problem wird dadurch gelöst, dass bei diesen Titrationen häufig einer der beiden Reaktionspartner bereits eine Farbe aufweist, die sich bei vollendeter Reaktion ändert.

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, die Konzentration der  $\text{Fe}^{2+}$ - Ionen in einer Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung zu bestimmen. Als Maßlösung wird dabei eine 0,02 molare Kaliumpermanganat-Lösung verwendet.

Formuliere die Lösungsgleichungen der beiden Reaktionspartner im Wasser.

- Eisen(II)-sulfat
  
- Kaliumpermanganat

Formuliere die Teilgleichung für die Oxidation von  $\text{Fe}^{2+}$  zu  $\text{Fe}^{3+}$  und gib alle relevanten Oxidationszahlen an.

Ox:

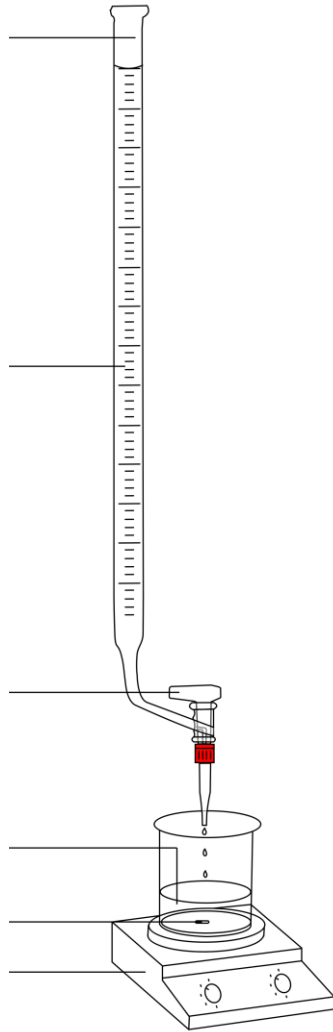
Formuliere die Teilgleichung für die Reduktion von Permanganat-Ionen zu  $\text{Mn}^{2+}$  im sauren Milieu (Anwesenheit von  $\text{H}^+$ ) und gib alle relevanten Oxidationszahlen an.

Red:

Formuliere die Gesamtgleichung für diese Redoxreaktion

Redox:

### Versuchsbeschreibung



- Entnehme sehr präzise (!) 10 mL der unbekanntes Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung und gib diese in einen 250 mL Erlenmeyerkolben.
  - Gib ungefähr 50 mL destilliertes Wasser in den Erlenmeyerkolben hinzu.
  - Gib etwa 5 mL 2M Schwefelsäure in den Erlenmeyerkolben hinzu.
  - Gib einen Rührfisch zu der Lösung hinzu.
  - Lasse zunächst das Wasser aus der Bürette heraus und spüle diese anschließend kurz mit der Kaliumpermanganatlösung (0,02 M) durch.
- Achtung! Die Kaliumpermanganatlösung darf unter keinen Umständen über den Abguss entsorgt werden!
- Fülle die Bürette nun mit der Kaliumpermanganatlösung (0,02 M) sehr präzise bis zur Nullmarke auf.
- Platziere den Erlenmeyerkolben mit der Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung auf einem Magnetrührer und lege ein weißes Blatt Papier unter den Erlenmeyerkolben.
  - Tropfe die Kaliumpermanganat-Lösung aus der Bürette unter Rühren langsam zu der Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung im Erlenmeyerkolben hinzu.
  - Der Endpunkt der Titration ist erreicht, sobald eine schwache Rosa-färbung auftritt, die einige Zeit bestehen bleibt.

**Verbrauch an Kaliumpermanganatlösung:** \_\_\_\_\_



### **Entsorgung und Nachbereitung**

- Gib die restliche Lösung aus der Bürette in das Becherglas, das dir vom Lehrer zur Verfügung gestellt wurde.
- Gib die Lösung aus dem Erlenmeyerkolben in den Abfallbehälter für „SCHWERMETALLSALZE“.
- Spüle alle Glasgeräte gründlich mit Wasser ab.
- Spüle die Bürette mehrmals sorgfältig mit Wasser durch, bis keine Rosafärbung mehr erkennbar ist.

### **Auswertung**

a) Erkläre, wieso der Lösung vor der Titration Schwefelsäure hinzugefügt werden musste.

b) Berechne die Konzentration der  $\text{Fe}^{2+}$  - Ionen in der Lösung.

c) Gib die chemische Formel von Eisen(II)-sulfat-heptahydrat an und bestimme dessen molaren Masse. Berechne anschließend die Masse, die sich zu Beginn im 250 mL Messkolben befand.



# Praktikum 3 – Die Redoxreihe und galvanische Zellen

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, die Redoxreihe der Metalle und der Halogene experimentell zu bestimmen. Anschließend sollen verschiedene galvanische Zellen durch Kombination von unterschiedlichen Halbzellen gebaut und deren Spannungsdifferenz gemessen werden.

## Teil 1: Die Redoxreihe

### Versuch 1

#### Versuchsbeschreibung

- Fülle fünf kleine Bechergläser mit je einer der fünf bereitgestellten Lösungen (siehe Tabelle).
- Reinige das Eisenblech mit Stahlwolle.
- Tauche das Eisenblech der Reihe nach in die verschiedenen Lösungen ein. Reinige es dabei vor jeder neuen Lösung!
- Notiere deine Beobachtungen in der nachfolgenden Tabelle (+ : Reaktion, – : keine Reaktion).
- Wiederhole den gleichen Versuch mit dem Magnesiumband, dem Kupferblech, dem Silberblech und dem Zinkblech.

#### Beobachtungen

	Fe	Mg	Cu	Ag	Zn
Eisen(II)-sulfat-Lösung	<del> </del>				
Magnesiumchlorid-Lösung		<del> </del>			
Kupfer(II)-sulfat-Lösung			<del> </del>		
Silbernitrat-Lösung				<del> </del>	
Zinksulfat-Lösung					<del> </del>

## Auswertung

Ordne die Metallionen bzw. die Metalle nach der Stärke ihrer oxidierenden, bzw. reduzierenden Wirkung.



## Versuch 2

Im Laufe der Zeit haben die Wissenschaftler festgestellt, dass sich die Redoxreihe nicht nur auf Metalle beschränkt. So kann die oben erstellte Tabelle zum Beispiel mit Halogenen erweitert werden. Wie bei den Metallen können auch in diesem Fall die Elektronen nicht beliebig von einem Nichtmetall auf ein anderes übertragen werden.

## Versuchsbeschreibung

- Handschuhe anziehen!
- Gib etwa 2 mL einer Kaliumchlorid-Lösung in ein Reagenzglas.
- Füge etwa 4 mL Bromwasser hinzu (enthält  $\text{Br}_2$ ).
- Verschließe das Reagenzglas mit einem Gummistopfen und schüttle kräftig.
- Lasse das Stoffgemisch kurz stehen und beobachte.
- Notiere deine Beobachtungen in der nachfolgenden Tabelle (+ : Reaktion, - : keine Reaktion).
- Wiederhole den vorherigen Versuch, indem du Bromwasser (enthält  $\text{Br}_2$ ), Chlorwasser (enthält  $\text{Cl}_2$ ) und Iodwasser (enthält  $\text{I}_2$ ) gemäß der untenstehenden Tabelle mit den Lösungen der entsprechenden Kaliumhalogenide vermischt.

## Beobachtungen

	Br <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
Kaliumbromid-Lösung	X		
Kaliumchlorid-Lösung		X	
Kaliumiodid-Lösung			X

## Auswertung

Ordne die Halogene, bzw. die Halogenid-Ionen nach der Stärke ihrer oxidierenden, bzw. reduzierenden Wirkung.



## Teil 2: Galvanische Zellen

Die Spannungsdifferenz einer galvanischen Zelle ergibt sich aus der Differenz der elektrochemischen Potenziale der beteiligten Halbzellen. Dies bedeutet, dass durch die Wahl unterschiedlicher Halbzellen die erhaltene Spannungsdifferenz variiert werden kann!

### Versuchsbeschreibung

- Wähle je zwei Metalle und die dazugehörige Metallsalzlösungen zur Konstruktion einer galvanischen Zelle aus. (*Achte darauf, dass keine zwei Gruppen die gleiche Kombination wählen.*)
- Skizziere deinen Versuchsaufbau und baue anschließend die entsprechende, galvanische Zelle.
- Miss die erhaltene Spannungsdifferenz mithilfe eines Voltmeters.

## Skizze des Versuchsaufbaus

Gemessene Spannung:  $U = \text{_____ V}$

### Auswertung

- a) Bestimme zunächst, welche Halbzelle in deinem Versuchsaufbau als Anode, bzw. als Kathode fungiert. Stelle anschließend die dazugehörigen Teilgleichungen auf, sowie die Redoxgleichung.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- b) Erkläre die Funktion der Ionenbrücke.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- c) Berechne die *theoretische* Spannungsdifferenz für die von dir gewählten Halbzellen.

# Praktikum 4 – Elektrolyse

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, das Redoxverhalten von Kupfer(II)-chlorid bei einer Elektrolyse zu verstehen.

Edukte:

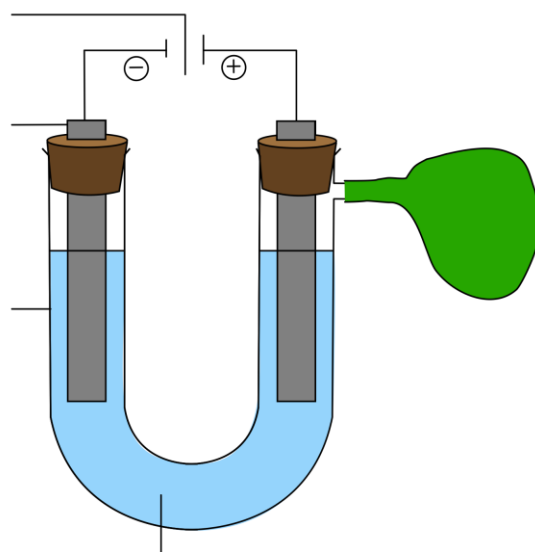
Elektrochemische Spannungsreihe:

OM + x e <sup>-</sup> / RM	Standardpotenzial E°
Cl <sub>2</sub> + 2 e <sup>-</sup> / 2 Cl <sup>-</sup>	E° = 1,36 V
[...]	[...]
Cu <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> / Cu	E° = 0,34 V

## Versuch 1

### Durchführung

Befestige ein U-Rohr an einem Stativ und befülle es bis etwa 1 cm unter die seitliche Öffnung mit einer 1M Kupfer(II)-chlorid-Lösung. Verschließe beide Enden des U-Rohrs mit einer Grafitelektrode, welche etwa 3 cm in die Lösung tauchen sollten. Befestige mithilfe eines Gummibands einen Luftballon am



Ausgangsrohr der positiven Elektrode und verbinde beide Elektroden mit einer Gleichstromquelle. Lege anschließend während einigen Minuten eine Gleichspannung von 15 V an.

## Beobachtung

## Schlussfolgerung

## Lösungsgleichung

## Teilgleichungen

Am Minuspol:

Am Pluspol:

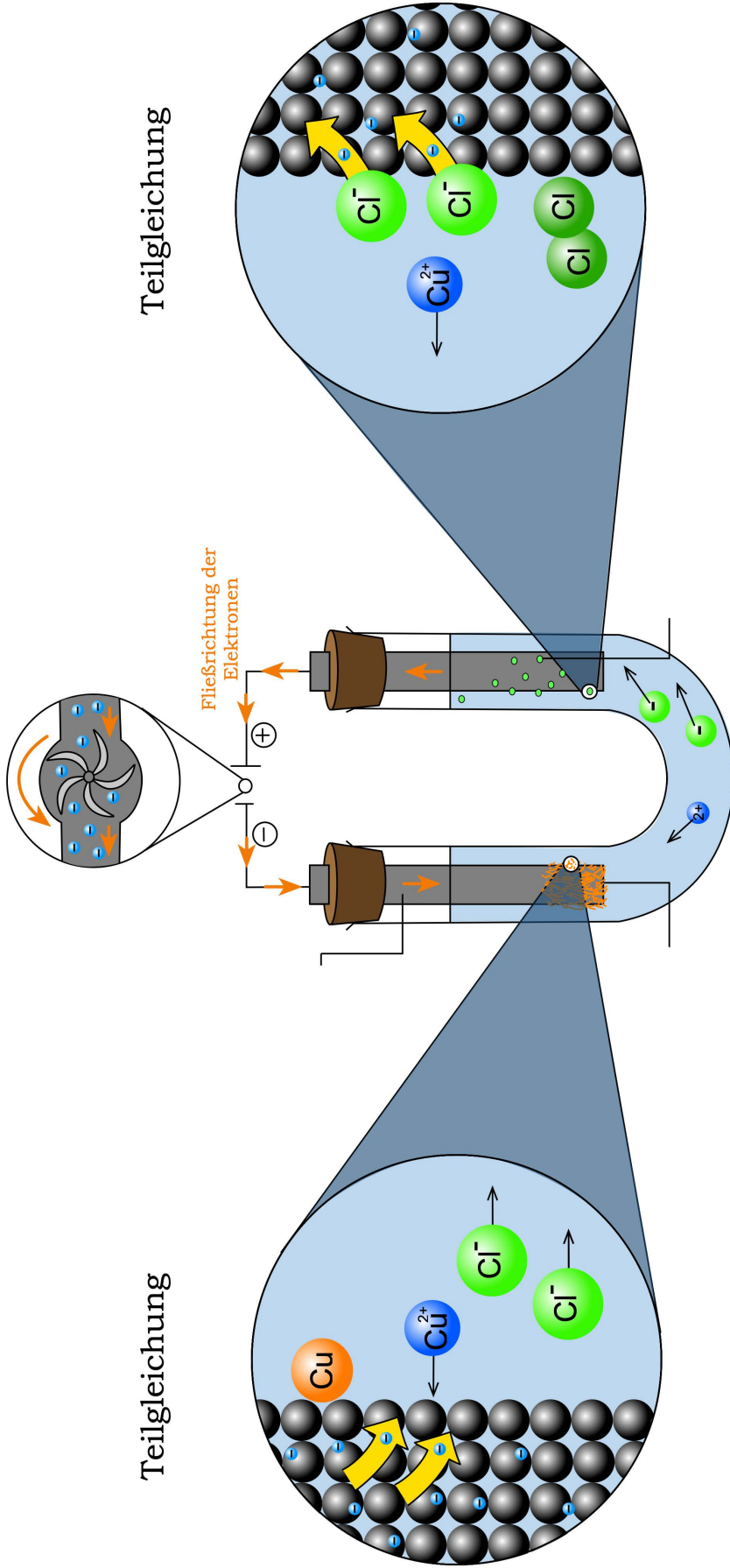
---

Redoxreaktion:

## Erklärung

Durch die von außen angelegte Gleichspannung werden die Elektronen vom Pluspol zum Minuspol transportiert. Es findet somit eine **erzwungene Reaktion** statt, bei der die Elektronen von den Chlorid-Anionen auf die Kupferkationen übertragen werden. Diese Redoxreaktion läuft allerdings nur so lange ab, wie die von außen angeschlossene Stromquelle elektrische Arbeit verrichtet.





## Versuch 2

Nach ein paar Minuten wird die Spannungsquelle bei der zuvor durchgeführten Elektrolyse entfernt und die beiden Elektroden mit einem Elektromotor verbunden.

## Beobachtung

## Schlussfolgerung

Edukte:

Elektrochemische Spannungsreihe:

<b>OM + x e<sup>-</sup> / RM</b>	<b>Standard- potenzial E°</b>
Cl <sub>2</sub> + 2 e <sup>-</sup> / 2 Cl <sup>-</sup>	E° = 1,36 V
[...]	[...]
Cu <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> / Cu	E° = 0,34 V

## Teilgleichungen

Oxidation (Anode, Minuspol):

Reduktion (Kathode, Pluspol):

---

Redoxreaktion:

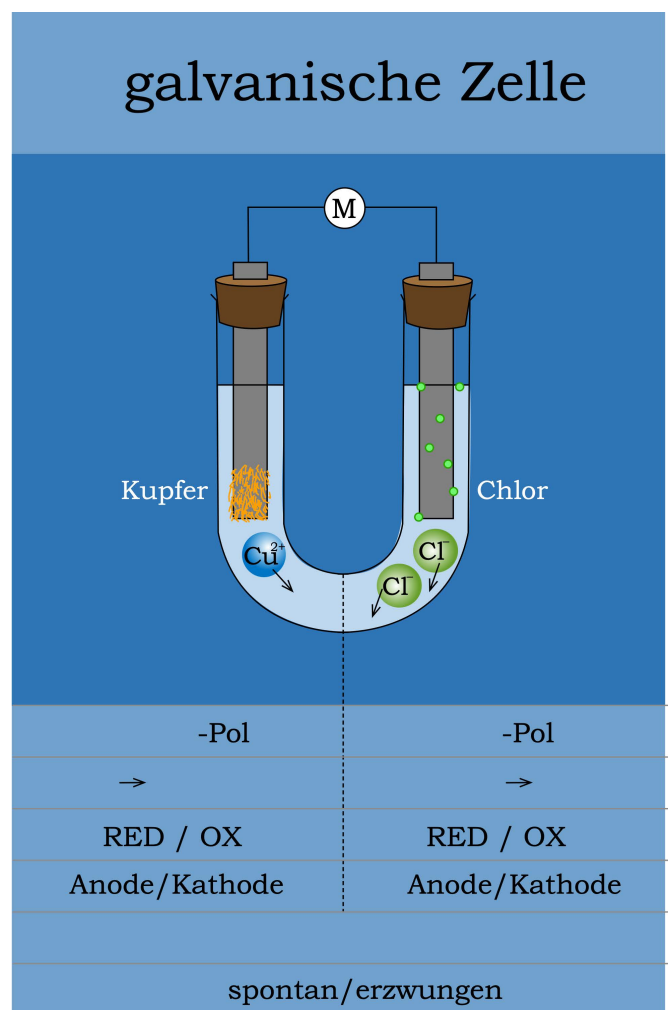
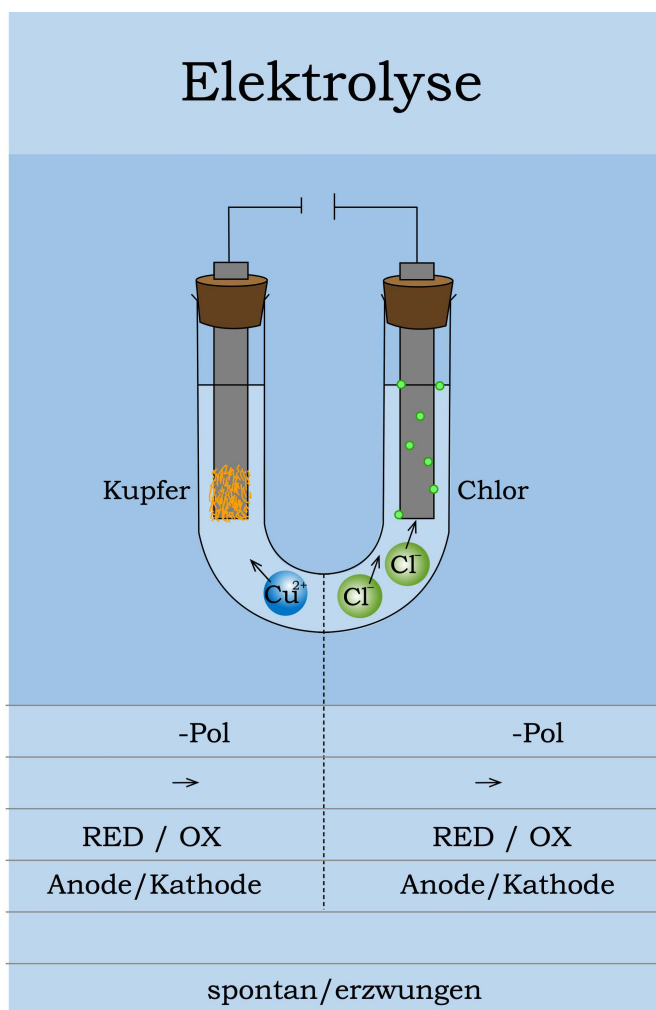
## Erklärung

Beim Anschließen des Elektromotors verrichtet die galvanische Zelle elektrische Arbeit. Es findet eine freiwillige Redoxreaktion statt zwischen den zuvor gebildeten Stoffen Kupfer (Cu) und Chlor ( $\text{Cl}_2$ ), bei der sich die Vorgänge der Elektrolyse wieder umkehren.

## Bemerkung

Dieser Versuch funktioniert kurzzeitig auch ohne Vorhandensein eines Diaphragmas in dem U-Rohr, da sich die Edukte, Kupfer und Chlor, jeweils isoliert in der Nähe der beiden Grafitstäbe befinden, wo sie zuvor gebildet wurden. Wenn sich diese beiden Edukte nach einiger Zeit vermischen, kommt der Stromfluss zum Erliegen.

## Vergleich: galvanische Zelle und Elektrolyse



## Zusammenfassung



### Aufgabe

An zwei Grafit Elektroden wird eine Nickel(II)-iodid-Lösung unter Gleichspannung elektrolysiert.

- a) Formuliere die Teilgleichungen für die Oxidation und die Reduktion, sowie die Gesamtgleichung der Reaktion. Gib die Ladungen der Pole an und benenne diese.
- b) Erkläre, wieso nach Unterbrechung der Elektrolyse eine Spannung zwischen den Elektroden besteht.
- c) Formuliere die Gleichung der Reaktion (ohne Teilgleichungen), die nach der Unterbrechung der Elektrolyse abläuft.

# Praktikum 5 – Ätzen von Kupfer

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, das Funktionsprinzip des Kupferätzens zu verstehen und eine eigene, geätzte Kupferplatte herzustellen.

## 1. Vorbereitung der Kupferplatte

Eine mindestens 5x5 cm große Kupferplatte mit einem Durchmesser von 1 mm wird unter einem Abzug, der mit Zeitungspapier ausgelegt wurde, beidseitig flächendeckend mit einem Klarlack besprüht. Die Platte wird anschließend während 5 – 10 min im Abzug trocknen gelassen.

## 2. Übertragung des Motivs

Das zuvor ausgewählte Motiv wird mithilfe eines weichen Bleichstifts vom Pauspapier auf die lackierte Kupferplatte übertragen.

Achtung: Falls die Kupferplatten nach dem Ätzen zum Drucken des Motivs verwendet werden sollen, muss das Motiv spiegelverkehrt auf die Platte übertragen werden!

## 3. Gravur

Mithilfe einer Reißnadel werden die Linien, die beim vorigen Schritt auf die Kupferplatte gepaust wurden, nachgezogen. Dabei gilt zu beachten, dass die Zeichnung lediglich in die Lackschicht eingeritzt werden soll, nicht in das Kupfer.

## 4. Ätzen

Die fertig gravierte Kupferplatte wird nun mit dem Motiv nach oben in eine kleine Kristallisierschale gegeben und mit etwa 2 cm einer Eisen(III)-chlorid-Lösung der Stoffmengenkonzentration  $w = 0,25$  bedeckt. Zur Beschleunigung des Prozesses können die entstehenden Ritzen in regelmäßigen Abständen mithilfe eines weichen Pinsels von dem dunklen Belag befreit werden.

## 5. Säubern

Nachdem der Ätzvorgang abgeschlossen ist, entferne die zuvor aufgebrachte Lackschicht mithilfe von Aceton.

### Aufgaben

1. Wie viel Gramm Eisen(III)-chlorid-hexahydrat müssen eingewogen werden, um 100 mL einer Lösung mit dem Massenanteil  $w = 0,25$  zu erhalten? Die Dichte dieser Lösung beträgt  $\rho_{LS} = 1,236 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .
  
2. Beim Ätzen von Kupfer durch die  $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen entstehen unter anderem  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen. Stelle die dazugehörige Redoxgleichung auf.

**3.** Erkläre, wieso die Kupferplatze zunächst lackiert werden musste.

**4.** Wieso wird für den Ätzzvorgang keine Salzsäure verwendet?

**5.** Wieso wird für den Ätzzvorgang keine Salpetersäure verwendet?

## Exkurs

Die sogenannten Ätzradierung ist ein künstlerisches Verfahren, bei dem Druckerplatten aus Kupfer nach dem gleichen Prinzip hergestellt und anschließend zur Herstellung von Druckgrafiken verwendet wurden. Erfunden wurde diese Technik bereits im späten 15ten Jahrhundert, vom deutschen Renaissancekünstler Daniel Hopfer.

Bei dem Druckverfahren werden die Motive spiegelverkehrt auf der Kupferplatte aufgetragen. Anschließend wird eine Druckfarbe auf der Platte verteilt, welche sich vor allem in den tief eingezätzten Ritzen verteilt. Die Oberfläche der Platte wird dann mithilfe von Leinengaze so weit gesäubert, dass nur noch die tiefer liegenden Plattenteile farbringend sind, bevor das Kunstwerk mithilfe einer Presse auf ein angefeuchtetes Blatt Papier „gedruckt“ wird.

Dieser Prozess kann beliebig oft wiederholt und nach dem erneuten Auftragen von Druckfarbe weitere Kopien des Kunstwerks gedruckt werden.



*Radierung von Daniel Hopfer*



# Praktikum 6 – Reaktionsgeschwindigkeit

Das Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, die Reaktionsgeschwindigkeit von Salzsäure mit Marmor zu bestimmen. Hierzu machen wir die Annahme, dass Marmor ausschließlich aus Calciumcarbonat besteht.

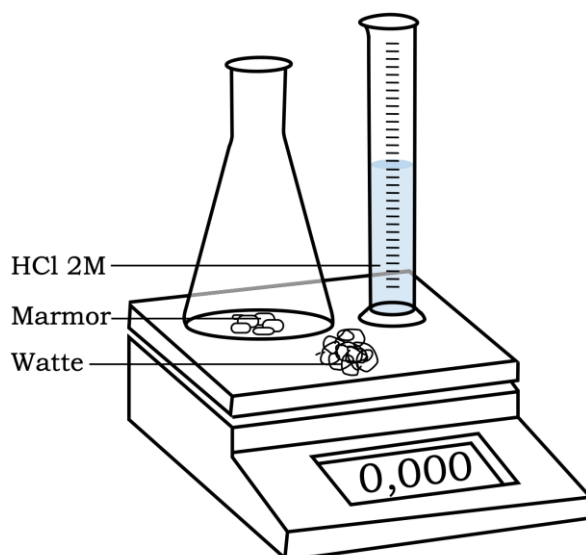
## Reaktionsgleichung

**Ionengleichung** (*Hinweis: Marmor ist nicht wasserlöslich!*)

## Durchführung

Zunächst werden 20,0 g Marmorstückchen in einem 250 mL Erlenmeyerkolben abgewogen und 40 mL Salzsäure 2M in einem Messzylinder abgemessen. Anschließend wird das gesamte für diesen Versuch benötigte Arbeitsmaterial auf einer Waage auf 0,00 g tariert und der Versuch anschließend komplett auf der Waage durchgeführt.

Zu den Marmorstückchen im Erlenmeyerkolben werden rasch die 40 mL Salzsäure 2M hinzugegeben. Beim Eingießen der Säure wird die Stoppuhr gestartet und die Öffnung des Erlenmeyerkolbens wird mit einem Wattebausch verschlossen. In bestimmten Abständen (siehe Tabelle) notiert man die Masse an Kohlenstoffdioxid, das bei diesem Versuch entwichen ist.



## Messergebnisse

<b>t (s)</b>	<b>0</b>	<b>15</b>	<b>20</b>	<b>25</b>	<b>30</b>
<b>m(CO<sub>2</sub>) (g)</b>					
<b>n(CO<sub>2</sub>) (mol)</b>					
<b>n(Ca<sup>2+</sup>) (mol)</b>					
<b>c(Ca<sup>2+</sup>) (mol·L<sup>-1</sup>)</b>					
<b>n(H<sup>+</sup>) (mol)</b>					
<b>c(H<sup>+</sup>) (mol·L<sup>-1</sup>)</b>					

<b>t (s)</b>	<b>40</b>	<b>50</b>	<b>60</b>	<b>75</b>	<b>90</b>
<b>m(CO<sub>2</sub>) (g)</b>					
<b>n(CO<sub>2</sub>) (mol)</b>					
<b>n(Ca<sup>2+</sup>) (mol)</b>					
<b>c(Ca<sup>2+</sup>) (mol·L<sup>-1</sup>)</b>					
<b>n(H<sup>+</sup>) (mol)</b>					
<b>c(H<sup>+</sup>) (mol·L<sup>-1</sup>)</b>					

## Auswertung

- a) Erkläre, wie du ausgehend von  $m(\text{CO}_2)$  die folgenden Größen berechnest:  $n(\text{CO}_2)$ ,  $n(\text{Ca}^{2+})$ ,  $c(\text{Ca}^{2+})$ ,  $n(\text{H}^+)$  und  $c(\text{H}^+)$ .
- b) Zeichne in ein Koordinatensystem das c-t-Diagramm für die  $\text{Ca}^{2+}$ - und die  $\text{H}^+$ -Ionen (*beide Diagramme zusammen auf einem Blatt Millimeterpapier*).
- c) Gib den Ausdruck für die mittlere Bildungs- bzw. Verbrauchsgeschwindigkeit der  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen und der  $\text{H}^+$ -Ionen an, und definiere die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit in Bezug auf diese beiden Ionen.
- d) Berechne die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit in den Zeitabschnitten 0 s – 20 s und 60 s – 90 s anhand des c-t-Diagramms, einmal in Bezug auf die  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen und einmal in Bezug auf die  $\text{H}^+$ -Ionen. Vergleiche die erhaltenen Resultate.
- e) Bestimme grafisch die momentane Reaktionsgeschwindigkeit bei  $t = 25$  s anhand der  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen im c-t-Diagramm.
- f) Zu welchem Zeitpunkt ist die Reaktion am schnellsten? Begründe deine Antwort.
- g) Bestimme grafisch die Halbwertszeit  $t_{1/2}$  und die doppelte Halbwertszeit  $2 \cdot t_{1/2}$  dieser Reaktion.



# Praktikum 7 – Geschwindigkeitsgesetze

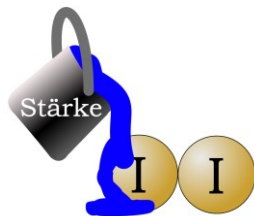
Das Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, das Geschwindigkeitsgesetz einer Reaktion mithilfe von geeigneten Versuchsreihen zu bestimmen und somit die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der verschiedenen Reaktionspartner zu überprüfen.

## Vorversuch

Gib etwa 2 cm Kaliumiodidlösung in ein Reagenzglas und gib anschließend ein paar Tropfen Salzsäure 1M hinzu. Gib anschließend etwa 2-3 mL einer Wasserstoffperoxid-Lösung hinzu.

## Beobachtungen und Schlussfolgerung

Gib etwas Stärkelösung zu dem Gemisch hinzu.



## Beobachtung und Erklärung

## Reaktionsgleichung

**Ox:**

**Red:**

**Redox:**

**(Gleichung 1)**



Die Geschwindigkeit (bzw. das Geschwindigkeitsgesetz) dieser Redoxreaktion wollen wir bei diesem Versuch bestimmen!

Geschwindigkeitsgesetze **können ausschließlich experimentell** und niemals einfach anhand der Reaktionsgleichung bestimmt werden! Daher müssen in diesem Praktikumsversuch **zwei Messreihen** durchgeführt werden:

---

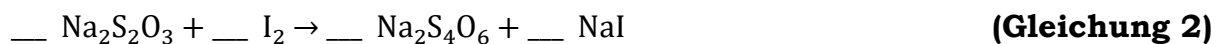
<b>Messreihe A</b>	$c(\text{H}_2\text{O}_2)$ wird verändert	$c(\text{I}^-)$ bleibt konstant	$\nu = ?$
--------------------	--	---------------------------------	-----------

---

<b>Messreihe B</b>	$c(\text{H}_2\text{O}_2)$ bleibt konstant	$c(\text{I}^-)$ wird verändert	$\nu = ?$
--------------------	---	--------------------------------	-----------

---

Zur Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit müssen wir beobachten, wie viel Iod ( $\text{I}_2$ ) nach einer gewissen Zeit gebildet wurde. Da der Vergleich unterschiedlicher Farbtöne allerdings sehr schwierig ist, behelfen wir uns mit einem Trick: wir geben eine genau abgemessene Menge Natriumthiosulfat zu dem Reaktionsgemisch hinzu. Dieses reagiert mit dem entstehenden Iod zu einer farblosen Lösung:



Die Farbe schlägt also erst um, nachdem das gesamte Natriumthiosulfat verbraucht wurde. Wurde der Lösung zuvor Stärke zugesetzt, färbt sie sich in dem Moment schlagartig schwarz.

Das Volumen der Natriumthiosulfat-Lösung (0,1M) ist bei jedem Experiment gleich (4 mL), d.h.:

Die Stoffmenge an Iod, welche in der festgestellten Zeit reagiert hat, ist also:

Das heißt also: die schwarze Farbe zeigt sich erst nachdem Iod gebildet wurden.

Wir stellen die Zeit fest bis zu diesem Umschlag. Dieses Zeitintervall wird umso größer sein, je langsamer die Reaktion ist. So können wir die **Durchschnittsgeschwindigkeit** ermitteln:

$$\bar{\nu} =$$

## 1. Partielle Ordnung des Wasserstoffperoxids

(  $c(KI)$  bleibt konstant )

**Achtung:** Miss die angegebenen Quantitäten genau mit einem geeigneten Messgerät ab!

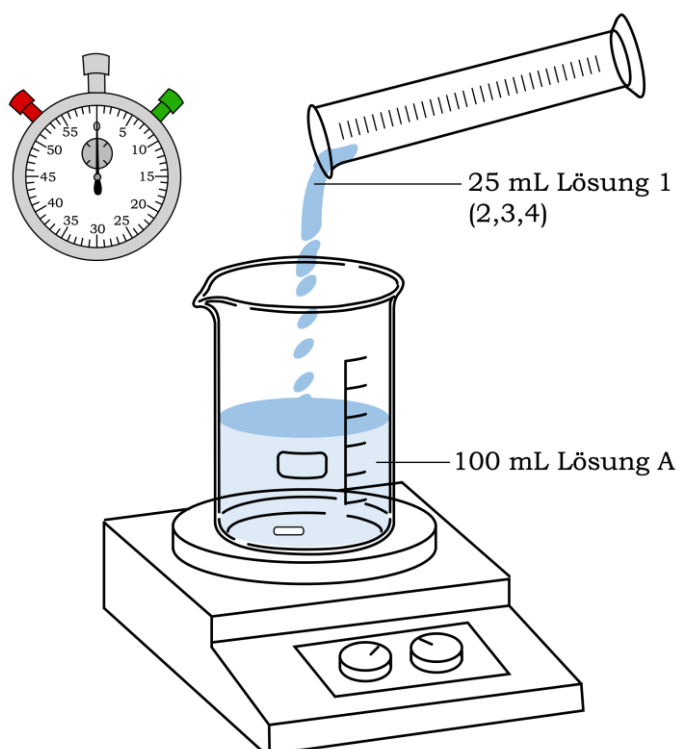
In einem 500 mL Messkolben wird die **Lösung A** (für die ganze Klasse) vorbereitet:

- ♦ Kaliumiodid 0,2M                      400 mL
- ♦ Natriumthiosulfat 0,1M              20 mL
- ♦ Stärkelösung                              5 mL
- ♦ Destilliertes Wasser                    bis 500 mL auffüllen

Vier Gruppen bereiten jeweils einen der folgenden Messzylinder (von 1 bis 4 nummeriert) vor, in welchen die folgenden Stoffe zusammengegeben werden:

Messzylinder	$V(H_2O_2)$ 0,1M	$V(HCl)$ 1M	$V(H_2O)$
1	7,5 mL	1 mL	bis 25 mL auffüllen
2	10 mL	1 mL	bis 25 mL auffüllen
3	15 mL	1 mL	bis 25 mL auffüllen
4	20 mL	1 mL	bis 25 mL auffüllen

Anschließend bereitet jede der vier Gruppen jeweils ein 250 mL Becherglas (von 1 bis 4 nummeriert) vor, welches exakt 100 mL der **Lösung A** enthält. Dieses wird auf den Magnetrührer gestellt und es wird ein Rührfisch in die Lösung gegeben. Danach wird schnell (aber ohne etwas zu verschütten!) der gesamte Inhalt des entsprechenden Messzylinders hinzugegeben und die Stoppuhr wird gestartet. Die Stoppuhr wird gestoppt, sobald die Farbe der Mischung umschlägt.



**Messwerttabelle 1:**

Becherglas	100 mL Lösung A		Messzylinder	Zeit
	KI 0,2M	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 0,1M	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 0,1M	
1	80 mL	4 mL	7,5 mL	
2	80 mL	4 mL	10 mL	
3	80 mL	4 mL	15 mL	
4	80 mL	4 mL	20 mL	

**Berechnungen:**

a) Berechnung der Konzentration des Wasserstoffperoxids



### Zusammenfassung:

Versuch	$c(\text{H}_2\text{O}_2)$ (mol · L <sup>-1</sup> )	$c(\text{I}^-)$ (mol · L <sup>-1</sup> )	$v$ (mol · L <sup>-1</sup> · s <sup>-1</sup> )
1			
2			
3			
4			

Welcher mathematische Zusammenhang besteht zwischen  $v$  und  $c(\text{H}_2\text{O}_2)$  ?

### 2. Partielle Ordnung bezüglich der Iodid-Ionen

*(  $c(\text{H}_2\text{O}_2)$  bleibt konstant )*

**Achtung:** Miss die angegebenen Quantitäten genau mit einem geeigneten Messgerät ab!

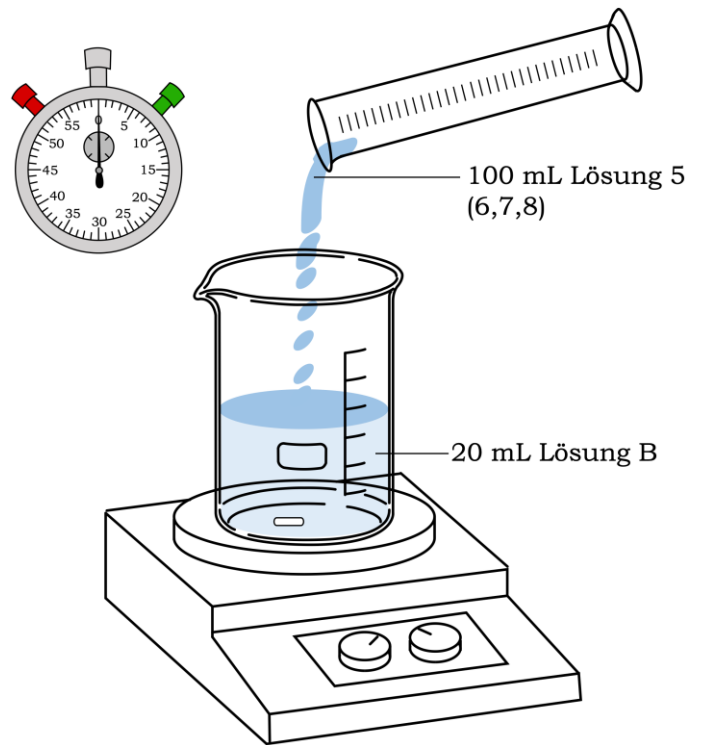
In einem 100 mL Messkolben wird die **Lösung B** (für die ganze Klasse) vorbereitet:

- ♦ Wasserstoffperoxid 0,1M      80 mL
- ♦ Salzsäure 1M                      5 mL
- ♦ Destilliertes Wasser              bis 100 mL auffüllen

Vier Gruppen bereiten jeweils einen der folgenden Messzylinder (von 5 bis 8 nummeriert) vor, in welchen die folgenden Stoffe zusammengegeben werden:

Messzylinder	$V(\text{KI})$ 0,2M	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ 0,1M	Stärke	$V(\text{H}_2\text{O})$
5	45 mL	4 mL	5 Tropfen	bis 100 mL auffüllen
6	60 mL	4 mL	5 Tropfen	bis 100 mL auffüllen
7	75 mL	4 mL	5 Tropfen	bis 100 mL auffüllen
8	90 mL	4 mL	5 Tropfen	bis 100 mL auffüllen

Anschließend bereitet jede der vier Gruppen jeweils ein 250 mL Becherglas (von 5 bis 8 nummeriert) vor, welches exakt 20 mL der **Lösung B** enthält. Dieses wird auf den Magnetrührer gestellt und es wird ein Rührfisch in die Lösung gegeben. Danach wird schnell (aber ohne etwas zu verschütten!) der gesamte Inhalt des entsprechenden Messzylinders hinzugegeben und die Stoppuhr wird gestartet. Die Stoppuhr wird gestoppt, sobald die Farbe der Mischung umschlägt.



### Messwerttabelle 2:

Becherglas	Messzylinder (5 bis 8)		20 mL Lösung B	Zeit
	KI 0,2M	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 0,1M	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 0,1M	
5	45 mL	4 mL	16 mL	
6	60 mL	4 mL	16 mL	
7	75 mL	4 mL	16 mL	
8	90 mL	4 mL	16 mL	

### Berechnungen:

a) Berechnung der Konzentration des Wasserstoffperoxids

b) Berechnung der Konzentration der Iodid-Ionen

c) Berechnung der mittleren Reaktionsgeschwindigkeit

**Zusammenfassung:**

Versuch	$c(\text{I}^-)$ (mol · L <sup>-1</sup> )	$c(\text{H}_2\text{O}_2)$ (mol · L <sup>-1</sup> )	$\nu$ (mol · L <sup>-1</sup> · s <sup>-1</sup> )
5			
6			
7			
8			

Welcher mathematische Zusammenhang besteht zwischen  $\nu$  und  $c(\text{I}^-)$  ?

**3. Allgemeine Schlussfolgerung:**

*Bemerkung:* Die Reaktionsgeschwindigkeit ist unabhängig von  $c(\text{H}^+)$ .

Formuliere das Geschwindigkeitsgesetz.

Welches ist die Reaktionsordnung?

Die Reaktion verläuft in den folgenden Teilschritten:

1. Elementarreaktion:  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{IO}^-$
2. Elementarreaktion:  $\text{IO}^- + \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

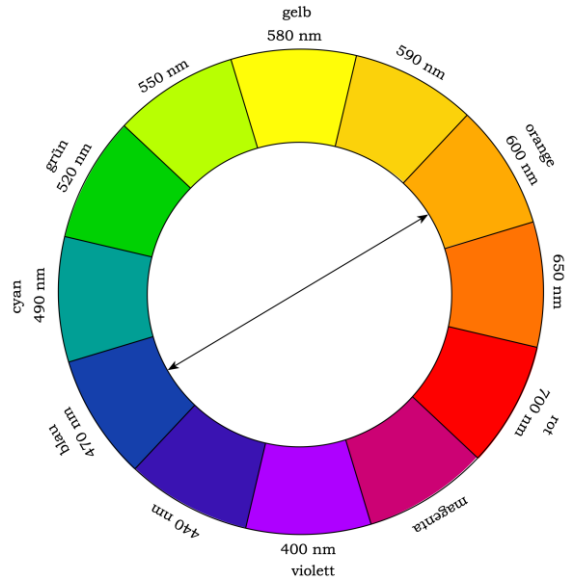
Welches ist der langsamere, geschwindigkeitsbestimmende Schritt?

# Praktikum 8 – Spektrophotometrie

Das Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, Absorptionsspektren und das Prinzip der Spektrophotometrie zu verstehen. Anschließend soll die Konzentration einer Kaliumpermanganatlösung spektrophotometrisch bestimmt werden.

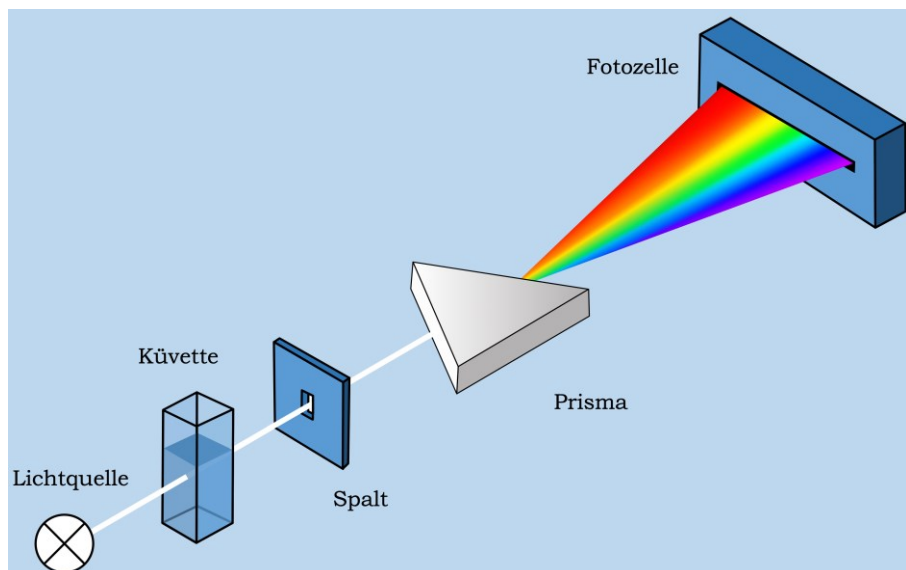
## 1. Einführung

Genau wie beispielsweise Infrarot-, Ultraviolett oder Mikrowellenstrahlung ist auch Licht eine Form von elektromagnetischer Strahlung, welche sich alle durch ihre charakteristischen Wellenlängen unterscheiden. Das menschliche Auge kann dabei nur den sehr kleinen Wellenlängenbereich zwischen 400 nm und 700 nm wahrnehmen. Deshalb spricht man hier von dem **sichtbaren Bereich**. Die Wellenlänge des Lichts bestimmt dabei die für uns sichtbare Farbe.

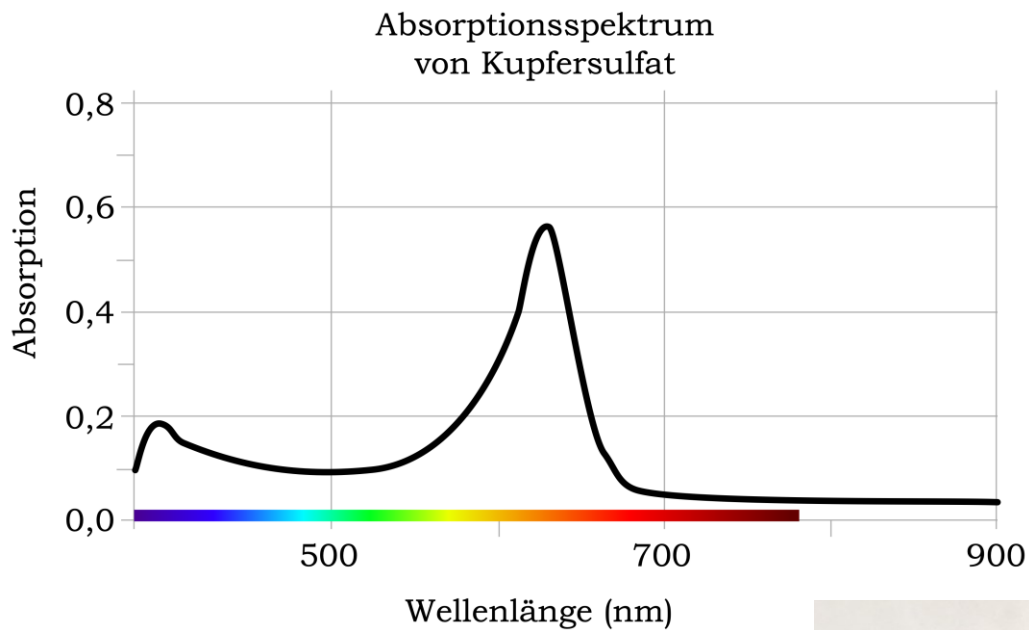


Die Spektrophotometrie ist eine Analysemethode, bei der die Absorption einer farbigen Lösung gemessen wird. Hierzu wird von einer Lichtquelle im Spektrophotometer weißes Licht (Überlagerung aller Farben im sichtbaren Bereich) ausgestrahlt. Dieses durchdringt die Messlösung, welche sich in einer transparenten Küvette befindet.

Ein Detektor hinter der Küvette bestimmt anschließend, welcher Teil des sichtbaren Lichts von der Messlösung absorbiert wurde.



## Beispiel: Absorptionsspektrum einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung



Man kann dabei erkennen, dass die Absorption maximal ist bei einer Wellenlänge von  $\lambda_{max} = 635 \text{ nm}$ . Diese Wellenlänge entspricht der Farbe Orange. Da der orangefarbene Teil des Spektrums vom gelösten Stoff absorbiert wird, nimmt der Beobachter die Lösung als blau wahr, also der **Komplementärfarbe** von orange.



Wenn Licht einer bestimmten Intensität  $I_0$  durch eine Lösung gestrahlt wird, wird diese vom gelösten Stoff absorbiert. Die Intensität  $I$  des austretenden Lichts ist demnach geringer als die Intensität des eingestrahnten Lichts  $I_0$ . Je konzentrierter die Lösung, umso mehr Licht wird absorbiert.

## 2. Versuchsbeschreibung

Ziel ist es, die Konzentration einer Kaliumpermanganatlösung zu bestimmen. Hierzu muss zunächst eine Eichgerade erstellt werden.

### a) Herstellung der Stammlösung

Eine Stammlösung ist eine Lösung, die als Grundlage für alle weiteren Lösungen dient. Die verdünnten Lösungen werden hergestellt, indem jeweils ein bestimmtes Volumen der Stammlösung entnommen und dann entsprechend verdünnt wird.

Berechne die Masse an Kaliumpermanganat, die benötigt wird, um 1 Liter einer Lösung der Stoffmengenkonzentration  $c = 0,008 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  herzustellen. Stelle anschließend diese Lösung sehr sorgfältig in einem 1000 mL Messkolben her (einmal für die gesamte Klasse).

### b) Herstellung der verdünnten Lösungen

Berechne das Volumen an Stammlösung, das jeweils entnommen werden muss, um die vier verdünnten Lösungen in der nachfolgenden Tabelle herzustellen. Stelle die vier verdünnten Lösungen anschließend sehr sorgfältig her (präzises Arbeiten mit Voll- und Messpipetten!) indem du das benötigte Volumen an Stammlösung entnimmst, in den entsprechenden Messkolben gibst und diesen bis zum Eichstrich mit destilliertem Wasser auffüllst.

Lösung #	aus der Stammlösung zu entnehmendes Volumen	zu benutzender Messkolben	Konzentration der verdünnten Lösung
1		100 mL	$8,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
2		100 mL	$1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
3		50 mL	$4,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
4		50 mL	$6,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

### c) Eichgerade

Zunächst muss die Wellenlänge bestimmt werden, bei der die Absorption des Kaliumpermanganats maximal ist.

Verständnisfrage: Bestimme anhand der Farbrings auf Seite 1, bei welcher Wellenlänge das Kaliumpermanganat *ungefähr* absorbiert.

- Kalibriere das Spektrophotometer mithilfe einer PS-Küvette, welche mit dem gleichen Lösungsmittel gefüllt ist, wie die zu untersuchende Probe (destilliertes Wasser).
- Befülle eine neue PS-Küvette mit der Lösung 1 und analysiere die Lösung. Bestimme die Absorption bei der zuvor bestimmten Wellenlänge  $\lambda_{max}$  und notiere den Wert in der nachfolgenden Tabelle.
- Wiederhole den Versuch mit den Lösungen 2, 3 und 4. Nimm dabei jedes Mal eine neue PS-Küvette und notiere die jeweiligen Werte für die Absorption **bei der gleichen Wellenlänge als bei Lösung 1**.
- Fertige eine grafische Darstellung der Absorption in Funktion der Konzentration auf einem Blatt Millimeterpapier an und zeichne die Eichkurve ein.

### 3. Messwerte

Lösung #	Konzentration	Absorption
1	$8,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$	
2	$1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$	
3	$4,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$	
4	$6,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$	

### 4. Bestimmung der Konzentration der unbekanntem Lösung

Entnimm eine kleine Menge der Kaliumpermanganatlösung unbekannter Konzentration und bestimme deren Absorption. Verwende anschließend die Eichgerade, um die Konzentration dieser Lösung zu bestimmen.



# Praktikum 9 – Reaktionsenthalpien

Das Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, die molare Schmelzenthalpie von Eis, sowie die Reaktionsenthalpie einer Redoxreaktion experimentell zu bestimmen.

Bei der Bestimmung von Reaktionsenthalpien im Labor verwendet man in der Regel ein Kalorimeter. Da diese aus Glas, Metall und/oder Kunststoff bestehen, können sie auch selbst Wärme aufnehmen, bzw. abgeben. Aus diesem Grund ist es notwendig, die Wärmekapazität des Kalorimeters zu bestimmen, bevor man es zur Bestimmung von Reaktionsenthalpien benutzen kann.

## 1. Bestimmung der Wärmekapazität eines Kalorimeters

Zunächst werden ungefähr 100 mL kaltes Wasser (Raumtemperatur) in das Kalorimeter gegeben.

$$m(\text{kalt}) =$$

$$\theta(\text{kalt}) =$$

Anschließend werden in einem Becherglas ungefähr 100 mL heißes Wasser aus einem Wasserkocher entnommen.

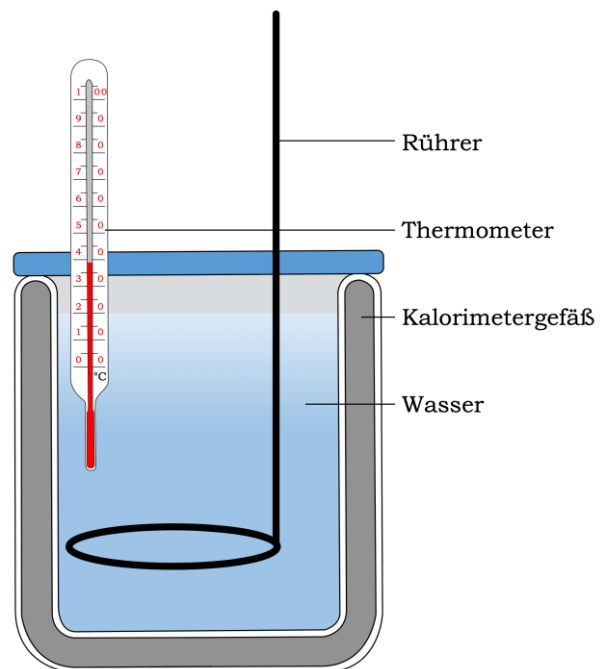
$$m(\text{warm}) =$$

$$\theta(\text{warm}) =$$

Das heiße Wasser wird zügig zum kalten Wasser im Kalorimeter hinzugegeben und die Mischtemperatur wird notiert:

$$\theta(\text{misch}) =$$

Das kalte Wasser nimmt bei diesem Prozess die Wärme  $Q_{\text{kalt}}$  auf:



Das Kalorimeter nimmt bei diesem Prozess die Wärme  $Q_K$  auf:

Das warme Wasser gibt bei diesem Prozess die Wärme  $Q_{warm}$  ab:

Energieerhaltungssatz:

## 2. Bestimmung der Schmelzenthalpie von Eis

Miss ungefähr 100 mL Wasser (Raumtemperatur) ab und gib dieses in das Kalorimeter.

$m(\text{Wasser}) =$

$\theta(\text{Wasser}) =$

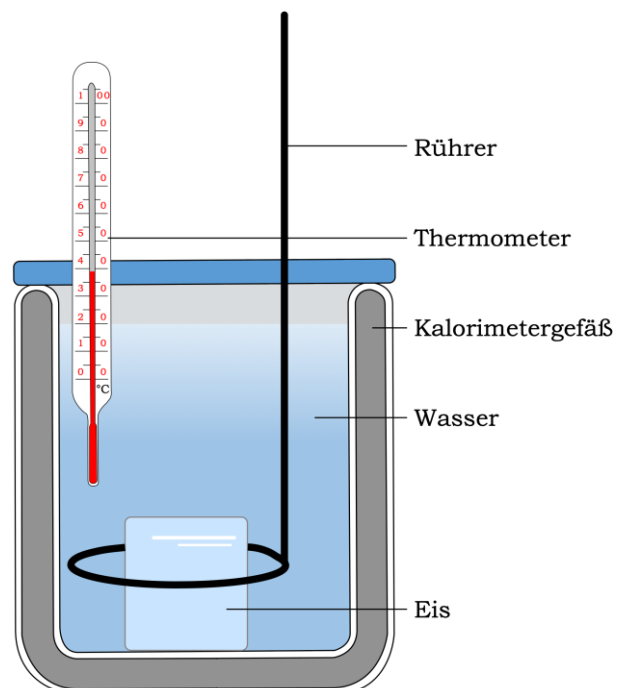
Trockne ein Stück Eis ab und bestimme dessen Masse.

$m(\text{Eis}) =$

$\theta(\text{Eis}) = 0\text{ }^\circ\text{C}$

Gib das Stück Eis in das Kalorimeter und rühre um. Notiere die tiefste Temperatur, die dabei erreicht wird.

$\theta(\text{misch}) =$



Das Wasser gibt dabei die Wärme  $Q_{\text{Wasser}}$  ab:

Das Kalorimeter gibt dabei die Wärme  $Q_K$  ab:

Das Stück Eis nimmt dabei die Wärme  $Q_{\text{Schmelz}}$  zum Schmelzen auf.

Das Schmelzwasser nimmt anschließend ebenfalls die Wärme  $Q_{\text{Erwärmen}}$  auf:

Energieerhaltungssatz:

Stoffmenge von  $\text{H}_2\text{O}$  im Eis:

Molare Schmelzenthalpie von Eis:

### 3. Bestimmung der Reaktionsenthalpie einer Redoxreaktion

Miss ungefähr 100 mL einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung ( $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) ab und gib die Lösung in das Kalorimeter.

$$m(\text{Lösung}) =$$

$$\theta(\text{Lösung}) =$$

Miss ungefähr 2 g Zinkpulver ab und gib diese zur Kupfer(II)-sulfat-Lösung im Kalorimeter hinzu. Notiere die höchste Temperatur, die dabei erreicht wird.

$$\theta(\text{misch}) =$$

#### Beobachtung

#### Reaktionsgleichung

Da die Lösung hauptsächlich aus Wasser besteht, nehmen wir an, dass ihre Dichte und spezifische Wärmekapazität derjenigen des Wassers entsprechen.

Bei der Reaktion wird die Wärme  $Q_R$  abgegeben.

Das Wasser nimmt dabei die Wärme  $Q_{\text{Wasser}}$  auf:

Das Kalorimeter nimmt dabei die Wärme  $Q_K$  auf:

Energieerhaltungssatz:

Stoffmenge des Kupfer(II)-sulfats:

Reaktionsenthalpie dieser Redoxreaktion (bezogen auf 1 mol  $\text{CuSO}_4$ ):



# Praktikum 10 – Bestimmung des Kupfergehalts einer 10-Cent-Münze

Das Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, den Massengehalt an Kupfer in einer 10-Cent-Münze aus Messing (Legierung aus Kupfer, Zink, Aluminium und Zinn) zu bestimmen.

## 1. Auflösen der Münze

Bestimme zunächst die exakte Masse der Münze.

$m_{\text{Münze}} =$

Messing kann von konzentrierter Salpetersäure ( $\text{HNO}_3$ ) aufgelöst werden. Da die dabei entstehenden Gase giftig sind, wird dieser Teil des Versuchs unter dem Abzug durchgeführt. Die Münze wird dazu in einen 250 mL Erlenmeyerkolben gegeben und mit konzentrierter Salpetersäure bedeckt.

Bei der Reaktion entstehen Kupfer(II)-Ionen und Stickstoffmonoxid, welches anschließend durch die Reaktion mit Sauerstoff an der Luft zu braunem Stickstoffdioxid weiter oxidiert wird.

Ox:

Red:

Redox:

Anschließende Oxidation von Stickstoffmonoxid:

Nachdem sich die Münze vollständig aufgelöst hat, wird die entstandene Lösung vorsichtig in einen 250 mL Messkolben gegeben. Achte darauf, dass die Reste mit destilliertem Wasser ausgespült und ebenfalls in den Messkolben überführt werden. Fülle den Messkolben anschließend bis zur Markierung mit destilliertem Wasser auf.

Zur Herstellung der Probelösung werden mithilfe einer Vollpipette exakt 10 mL der Lösung entnommen und in einen neuen 250 mL Messkolben überführt. Der Messkolben wird anschließend etwa zur Hälfte mit destilliertem Wasser gefüllt, bevor vorsichtig 20 mL konzentrierte Ammoniaklösung hinzugegeben werden. Fülle den Messkolben anschließend bis zur Markierung mit destilliertem Wasser auf.

Nach der Zugabe der Ammoniaklösung bildet sich der Tetramminkomplex des  $\text{Cu}^{2+}$  - Ions:



Die tiefblaue Farbe der Lösung kann auf die  $\text{Cu}^{2+}$ -Komplexionen zurückgeführt werden. Die Messung der Lichtabsorption dieser Lösung und die Auswertung mit Hilfe einer Eichkurve erlauben es, den Kupfergehalt der Messingprobe zu berechnen.

## **2. Eichkurve**

### **a) Herstellung der Stammlösung**

Gib genau 0,95 g Kupfer(II)-nitrat-Trihydrat in einen 250 mL Messkolben. Füge 40 mL konzentrierte Ammoniaklösung hinzu und fülle mit destilliertem Wasser bis zur Markierung auf.

Berechne die Konzentration der Kupferionen in der Stammlösung.



## b) Herstellung der Eichlösungen

In vier 100 mL Messkolben werden jeweils 20, 40, 60 und 80 mL der Stammlösung gegeben. Fülle bis zur Markierung auf mit einer verdünnten Ammoniaklösung.

Berechne die Konzentrationen der Eichlösungen.

Volumen der Stammlösung	Konzentration der Eichlösung
20 mL	
40 mL	
60 mL	
80 mL	

Miss anschließend die Absorption des reinen destillierten Wassers, der vier verdünnten Lösungen und der Stammlösung bei  $\lambda = 600 \text{ nm}$ .

Probe	$c(\text{Cu}^{2+})$	Absorption
destilliertes Wasser		
20 mL Stammlösung		
40 mL Stammlösung		
60 mL Stammlösung		
80 mL Stammlösung		
Stammlösung		
Probelösung	?	

## 3. Bestimmung der Kupfergehalts

Erstelle mithilfe von Microsoft Excel ein Diagramm der Konzentration der Kupferionen in Funktion der Absorption  $c(\text{Cu}^{2+}) = f(\text{Absorption})$ . Trage die „Trendline“ ein und lasse deren Gleichung anzeigen.

Diese Gleichung hat die Form:  $\text{Absorption} = a \cdot \text{Konzentration} + b$

Stelle die Gleichung so um, dass die Konzentration berechnet werden kann:

Berechne anschließend, mithilfe der zuvor bestimmten Absorption der Probelösung die Konzentration der  $\text{Cu}^{2+}$  – Ionen.

Berechne dann die Stoffmenge an  $\text{Cu}^{2+}$  und anschließend die Masse an  $\text{Cu}^{2+}$ , die sich in der Münze befand. Wie viel Prozent Kupfer enthielt die Münze?

*Tipps:*

- *Berechne zunächst die Stoffmenge an  $\text{Cu}^{2+}$  in der Probelösung.*
- *Berechne anschließend die Stoffmenge an  $\text{Cu}^{2+}$  in der ursprünglichen Lösung (Verdünnung).*
- *Berechne schließlich die Masse an  $\text{Cu}^{2+}$  in der Münze und vergleiche diese mit der Gesamtmasse der Münze, um deren Kupfergehalt zu bestimmen.*

# Praktikum 11 – Verbrennungsenthalpie von Ethanol

Das Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, die molare Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H^\circ$  von Ethanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) mithilfe eines Verbrennungskalorimeters zu bestimmen.

Zur Vereinfachung des Problems machen wir die Annahme, dass das Verbrennungskalorimeter ausschließlich aus Glas besteht. Eventuelle Verluste durch entweichende Gase werden vernachlässigt.

Stoff	Spezifische Wärmekapazität
Wasser	$c(\text{Wasser}) = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Glas	$c(\text{Glas}) = 0,78 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

## Versuchsbeschreibung

Bestimme die Leermasse des Verbrennungskalorimeters.

$m(\text{Kalorimeter}) =$

Befülle das Kalorimeter mit etwa 450 mL Wasser. Notiere dessen Masse und Temperatur.

$m(\text{Wasser}) =$

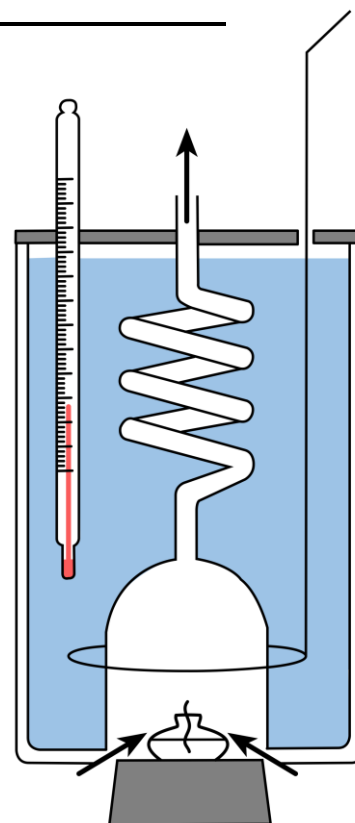
$\theta_1 =$

Gib ein paar Milliliter Ethanol in den Vorratsbehälter und bestimme dessen Gesamtmasse (Glocke + Docht + Ethanol).

$m_1 =$

Zünde die Kerze an, stelle sie unter das Verbrennungskalorimeter und schalte die Wasserstrahlpumpe ein. Lasse die Kerze während etwa 3 Minuten brennen, bevor du sie löschst. Durchmische das Wasser im Kalorimeter und notiere die maximale Temperatur.

$\theta_2 =$



Bestimme anhand der Gesamtmasse des Vorratsbehälters, wie viel Ethanol im Laufe der Reaktion verbrannt ist.

$$m_2 =$$

$$m(\text{Ethanol}) =$$

Das Ethanol gibt bei diesem Prozess die Wärme  $Q_{\text{Ethanol}}$  ab.

Das Kalorimeter nimmt bei diesem Prozess die Wärme  $Q_K$  auf.

Das Wasser nimmt bei dieser Reaktion die Wärme  $Q_{H_2O}$  auf.

Energieerhaltungssatz:

Stoffmenge des verbrannten Ethanols ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ):

Molare Verbrennungsenthalpie  $\Delta_c H^\circ$  des Ethanols:

### Zusatzaufgaben

1. Gegeben sind die folgenden Standardbildungsenthalpien:

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(\text{g})}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Berechne, ausgehend von der molaren Verbrennungsenthalpie und mithilfe des Satzes von Hess, die molare Standardbildungsenthalpie  $\Delta_f H^\circ$  von Ethanol. Veranschauliche deine Vorgehensweise durch ein Schema.

2. Um wie viel Grad Celsius würde die Temperatur von 100 mL Wasser in einem Kalorimeter ( $C_K = 0,2 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$ ) steigen, wenn 0,2 g Ethanol darin verbrannt werden?

# Praktikum 12: Spektroskopie

Ein **Spektroskop** ist ein optisches Gerät, das einen Spalt und ein Glasprisma enthält. Schaue mit einem Spektroskop gegen den blauen Himmel (nicht direkt in die Sonne!) und notiere deine Beobachtungen.

Dieses sichtbare Farbspektrum entspricht dem sehr kleinen, für uns sichtbaren Bereich des **elektromagnetischen Spektrums** zwischen etwa 380 und 700 nm.



Nach dem Wellenmodell wird Licht als elektromagnetische Wellen beschrieben. Diese sind charakterisiert durch:

- ihre **Wellenlänge  $\lambda$** :
- ihre **Frequenz  $f$** :

Wellenlänge und Frequenz sind verknüpft durch die Beziehung:



mit  $c =$

## Beispiel

Violettes Licht hat eine Wellenlänge von 400 nm. Berechne die Frequenz dieses Lichts.

Rotes Licht hat eine Frequenz von  $4 \cdot 10^{14}$  Hz. Berechne die Wellenlänge dieses Lichts.

Licht unterschiedlicher Frequenz unterscheidet sich auch in der **Energie**. Frequenz und Energie sind verknüpft durch die Beziehung:



mit  $h =$

Berechne die Energie in J des violetten und des roten Lichts.

Führt man einem Element Energie zu, so wird dieses **angeregt**. Das bedeutet, dass gemäß dem Bohrschen Atommodell, die Elektronen dieser Atome von ihrem niedrigsten Energieniveau (dem Grundzustand) auf ein höheres Energieniveau gelangen. Diesen Prozess bezeichnet man als Absorption: Energie wird aufgenommen.



Angeregte Atome sind allerdings nicht stabil. Nach sehr kurzer Zeit (Nanosekunden), springen die Elektronen von den höheren Energieniveaus wieder auf niedrigere Energieniveaus zurück und geben dabei die zuvor aufgenommen Energie wieder ab. Liegt diese Energie innerhalb des sichtbaren Bereichs, so kann als farbiges Licht wahrgenommen werden.

**Beispiel: Entstehung von Emissionsspektren anhand des Wasserstoffatoms.**

Gemäß dem Bohrschen Atommodell besitzt das Wasserstoffatom 7 Energieniveaus (Schalen). Es verfügt allerdings bloß über 1 Elektron, welches sich folglich auf dem niedrigsten Energieniveau befindet :  $n = 1$ .

Die Energie eines Elektrons auf einem bestimmten Energieniveau ist klar definiert:

$$n = 1 : E = 0,0 \text{ J (per Konvention)}$$

$$n = 2 : E = 1,6335 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$n = 3 : E = 1,9361 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

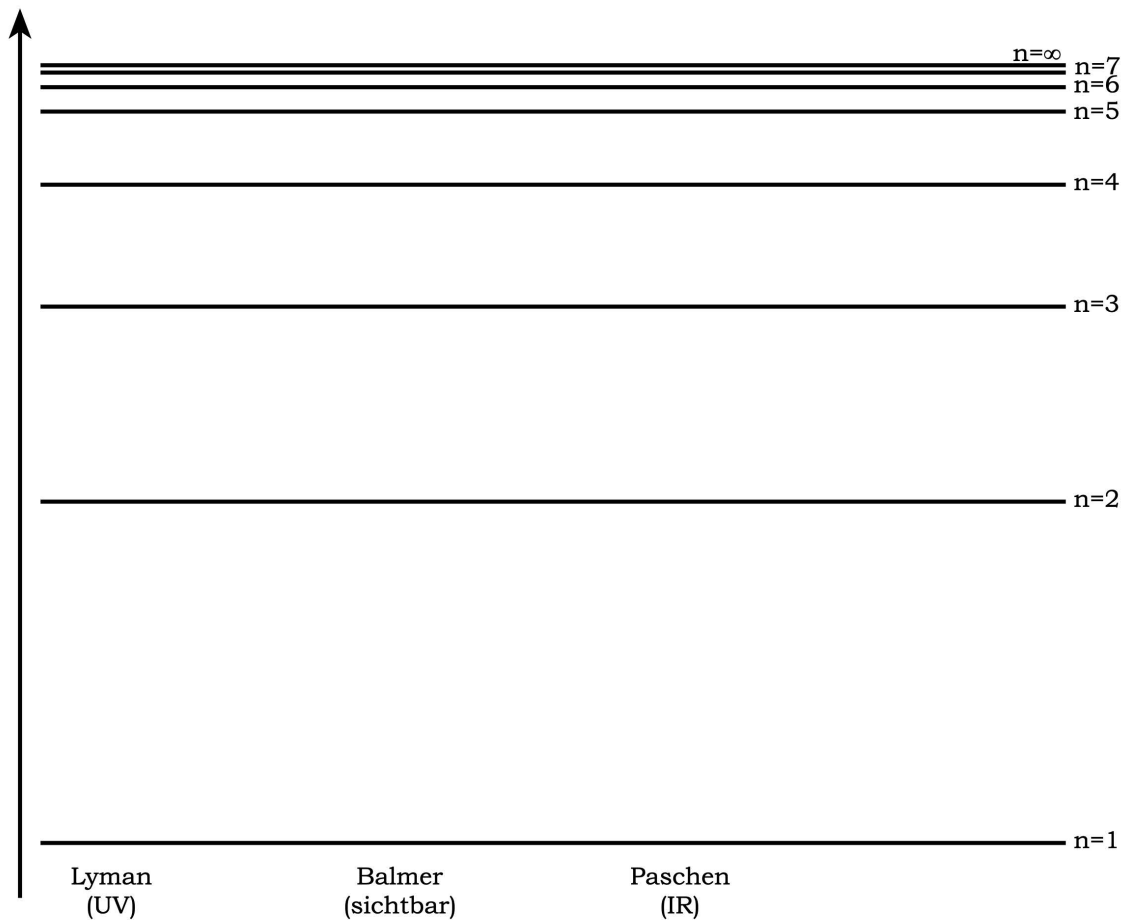
$$n = 4 : E = 2,0419 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$n = 5 : E = 2,0908 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$n = 6 : E = 2,1175 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$n = 7 : E = 2,1335 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Stelle die Elektronenübergänge für die ersten drei Serien schematisch dar:



Jeder Elektronenübergang von einem höheren auf ein tieferes Energieniveau erzeugt eine **Spektrallinie**. Diese können sich auch außerhalb des sichtbaren Spektrums befinden!

### Aufgabe

Berechne die Wellenlängen der Spektrallinien der Balmer-Serie.

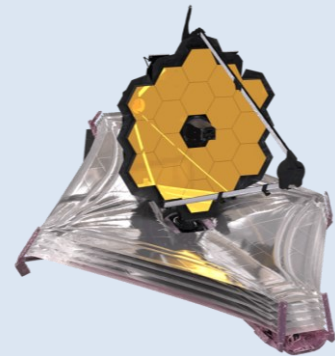
### Versuch

Erhitze kleine Mengen unbekannter Salze in der Bunsenbrennerflamme und beobachte die entstehenden Spektrallinien mithilfe eines Spektroskops. Benutze anschließend die im Klassenraum verfügbare Spektraltafel, um die Salze zu identifizieren.

## Exkurs

Wir wissen, dass der Planet Jupiter zu etwa 90% aus Wasserstoff und 10% aus Helium besteht. Europa, einer von Jupiters Monden, hat eine sehr dünne Sauerstoff-Atmosphäre und der Exoplanet HD 209458 b, der den 154 Lichtjahre entfernten Stern HD 209458 umkreist, hat eine Atmosphäre, die Sauerstoff, Wasserstoff, Kohlenstoffdioxid, Natrium, Wasserdampf und Methan enthält. Aber woher wissen wir all dies eigentlich, ohne diese weit entfernten Planeten überhaupt besucht zu haben?

Die Antwort liegt in den Spektrallinien! Wir können die exakte Zusammensetzung von Sternen oder die Atmosphäre von Planeten analysieren, indem wir sie mit einem leistungsstarken Teleskop betrachten, wie beispielsweise den James Webb Space Telescope, das am 25. Dezember 2021 ins Weltall geschossen wurde. Neben deren enormen Größe besteht der Vorteil von Weltraumteleskopen darin, dass die aufgenommenen Spektren nicht durch die Atmosphäre der Erde beeinflusst werden.



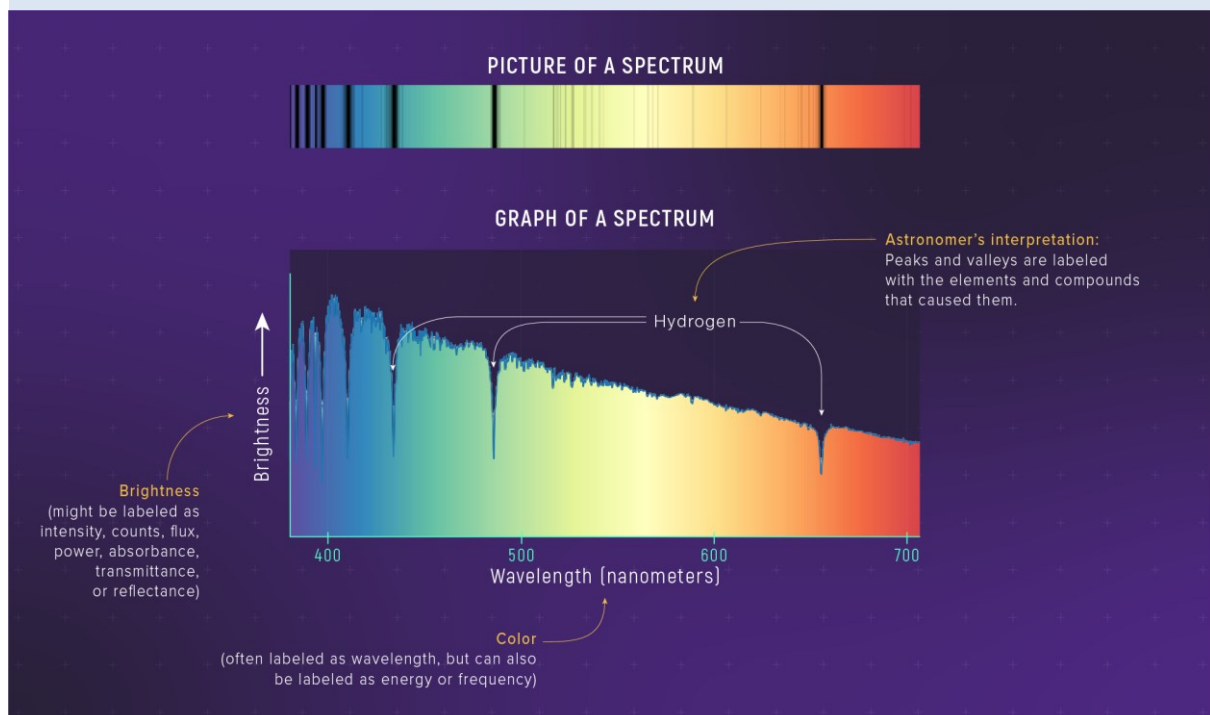
James Webb  
Space Telescope



Künstlerische Darstellung eines superhabitablen Exoplaneten

Durch sehr präzise Messungen des Lichts, das von einem weit entfernten Stern ausgestrahlt wird, kann zunächst dessen Zusammensetzung bestimmt werden. Anschließend kann ebenfalls das Licht analysiert werden, das von einem Planeten in der Nähe dieses Sterns reflektiert wird. Durch die Unterschiede in den auftretenden Spektrallinien können dabei nicht nur die in der Atmosphäre des Planeten enthaltenen Gase identifiziert werden, sondern sogar deren relativer Anteil.

Eine weitere Möglichkeit ergibt sich dadurch, dass Planeten auf ihrem Orbit vor deren Stern vorbeiziehen. Dabei lässt sich die Zusammensetzung der Atmosphäre durch den Einbruch der Intensität im Spektrum des Sterns bestimmen.





# Praktikum 13 – „Blau machen“

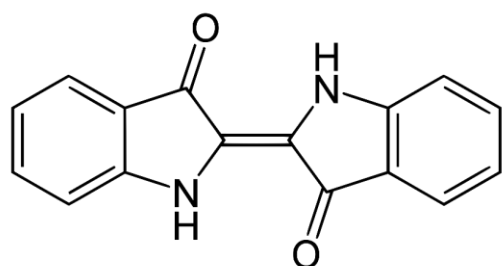
Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, T-Shirts aus Baumwolle mittels einer Redoxreaktion waschecht blau zu färben.

## 1. Geschichte

Indigo, eine tiefblaue, organische Verbindung, ist eines der ältesten und bekanntesten Pigmente, und wurde bereits in prähistorischen Zeiten zum Einfärben von Textilien verwendet. Früher wurde das Indigo aus pflanzlichen Quellen, wie beispielsweise den Blättern des Färberwaides oder der Indigo-Pflanze gewonnen.



*Indigo-Pflanze*



*Indigo-Molekül*

Ende des 19ten Jahrhunderts entwickelte der deutsche Chemiker Adolf von Baeyer eine Synthese zur Herstellung von Indigo im Labor und hat 1905 dafür den Nobelpreis in Chemie verliehen bekommen.

Weltweite Berühmtheit erlangte das Indigo durch den Händler *Levi Strauss*, der zu Beginn des 20ten Jahrhunderts Güter des täglichen Bedarfs für die Goldgräber in San Francisco verkaufte. Zur Herstellung der sehr robusten Arbeitshosen nutzte er mit Indigo gefärbtes Segeltuch. Diese Hosen wurden unter dem Namen

„*Blue Jeans*“ bekannt. Noch heute werden Jeans Hosen mit Indigo gefärbt!

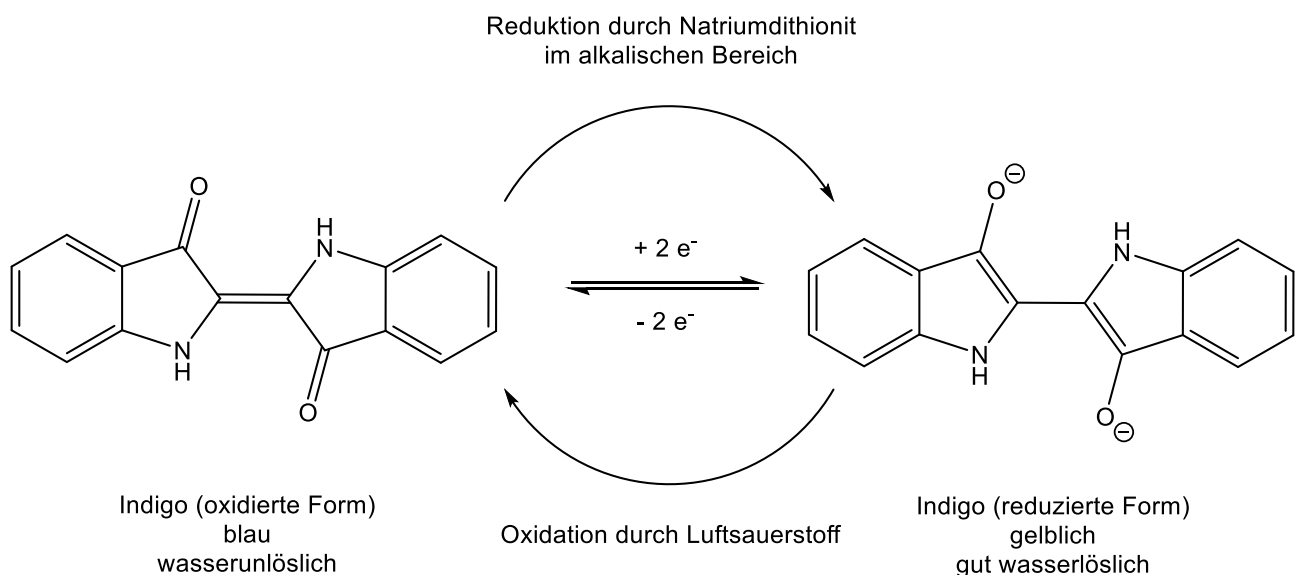


*Reines Pigment-Pulver*

Bestimme die Summenformel des Indigos:

## 2. Funktionsprinzip

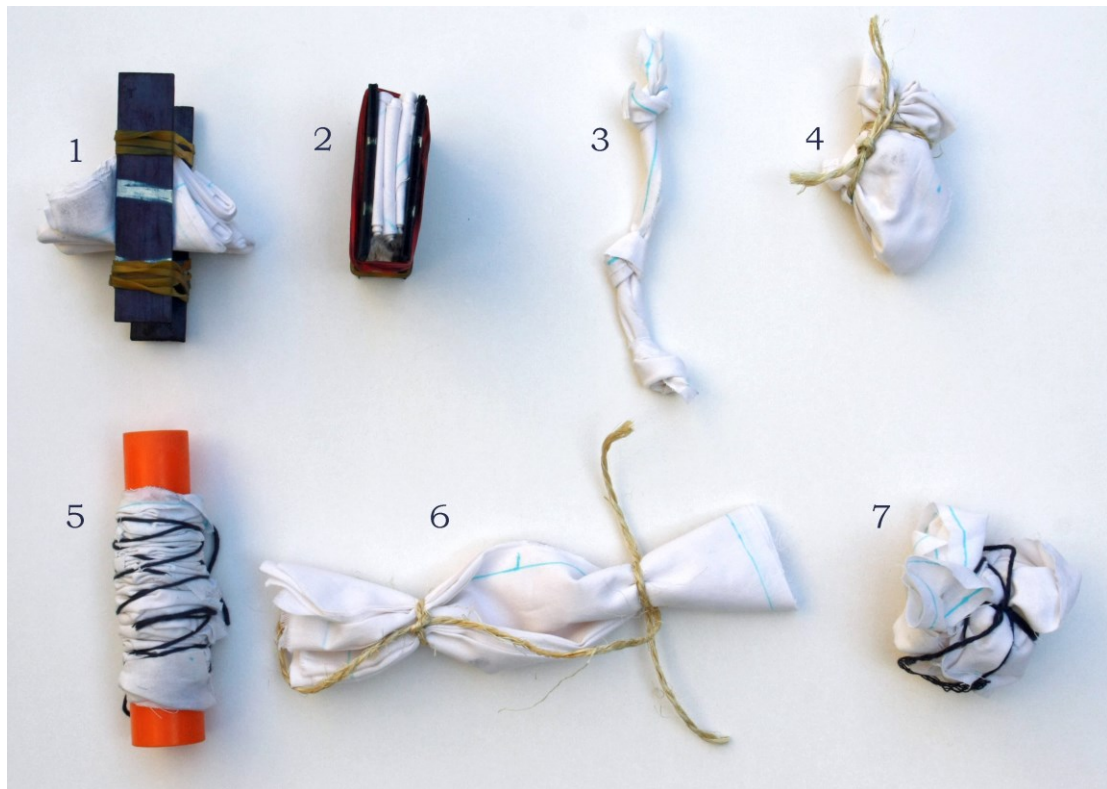
Indigo ist ein sogenannter Küpenfarbstoff. Dabei handelt es sich um wasserunlösliche Pigmente, die zum Färben zunächst in alkalischer Lösung reduziert werden müssen. Der reduzierte, wasserlösliche Farbstoff kann dann hervorragend an den Textilfasern angebracht werden. Wird der Stoff anschließend aus der Lösung herausgenommen, wird das Indigo sofort vom Luftsauerstoff in seine ursprüngliche, wasserunlösliche Form zurück oxidiert. Diese wasserunlöslichen Pigmentpartikel bleiben in den Fasern hängen und können dann nicht mehr vom Wasser ausgewaschen werden. Die Textilie ist gefärbt!



## 3. Vorbereitung der T-Shirts

Wird ein Textilstoff einfach so in die Küpenlösung getaucht, dann verteilt sich der Farbstoff regelmäßig in allen Fasern. Das Resultat ist ein einheitlich blaues T-Shirt. Interessanter ist es jedoch, wenn man dies durch bestimmte Abbinde-techniken verhindert. Die Stellen, zu denen der Farbstoff nicht durchdringen kann, bleiben am Ende weiß. So kann man durch gut positionierte Knoten im Textilstoff, oder durch die Verwendung von Schnüren und Gummibändern viele verschiedene Muster im T-Shirt erzeugen!





*Beispiele für verschiedene Abbindetechniken*

Eine kurze Internetrecherche zum Thema „Batik“ oder „Shibori“ können dir bei der Auswahl der Abbindetechnik behilflich sein.

Nachdem die T-Shirts wie gewünscht vorbereitet wurden, müssen diese anschließend mit klarem Wasser getränkt werden, bis sie **vollständig durchnässt** sind.

#### **4. Herstellung der Küpenlösung**

Pro Liter Küpenlösung werden benötigt:

<b>Menge</b>	<b>Stoff</b>	<b>Verwendungszweck</b>
1 g	Indigo	
2 g	Natriumdithionit	
0,2 g	Natriumhydroxid	

Bestimme das Volumen des verwendeten Kochtopfs und berechne die Mengen an benötigten Chemikalien.

## 5. Einfärben der T-Shirts

### Benutze Handschuhe beim Arbeiten mit der Küpenlösung!

Stelle den Kochtopf auf eine Heizplatte und befülle ihn zu zwei Drittel mit Leitungswasser. Erhitze das Wasser bis auf eine Temperatur von max. 60°C und löse bereits währenddem, unter Rühren, das Natriumhydroxid vollständig darin auf. Füge anschließend das Indigo hinzu und schließlich das Natriumdithionit. Die Lösung soll auch weiterhin vorsichtig durchmischt werden. Allerdings muss dabei unbedingt vermieden werden, dass zu viel Luft in die Lösung untergerührt wird!

Bei einer Temperatur von etwa 50°C – 60°C sollte das Indigo vollständig vom Natriumdithionit reduziert worden sein. Die Lösung sollte nun gelb-grünlich gefärbt sein. Ist die Lösung noch blau, kann etwas zusätzliches Natriumdithionit zugegeben werden. Wird die Lösung trüb, kann etwas Natriumhydroxid zugesetzt werden.

Presse die zuvor durchnässten T-Shirts aus und tauche sie für mindestens 15 min in die fertige Küpenlösung. Achte darauf, dass der Stoff komplett untergetaucht ist und rühre die Lösung ab- und zu um.

## 6. „Blau machen“

Nimm die T-Shirts mittels einer großen Tiegelflange aus der Küpenlösung heraus (Handschuhe!), lasse sie kurz abkühlen und wringe sie dann über dem Kochtopf aus. Entferne dann alle etwaigen Schnüre, Gummiringe, usw. und hänge die T-Shirts auf.

Dabei kann man beobachten, wie das zuvor reduzierte, gelbe Indigo beim Kontakt mit dem Luftsauerstoff wieder in seine blaue Pigmentform zurück oxidiert wird und das T-Shirt somit langsam seine richtige Farbe erhält. Nachdem die gewünschte Blaufärbung erreicht ist, werden die T-Shirts ausgiebig in einer Wanne mit Leitungswasser ausgewaschen und schließlich zum Trocknen aufgehängt.





## 7. Warum ist Indigo blau?

Die Farbigkeit eines Moleküls ergibt sich aus dessen Fähigkeit zur Absorption elektromagnetischer Strahlung. Wenn diese im Bereich des sichtbaren Lichts erfolgt, erscheint der Stoff farbig. Als Farbe wird immer die Komplementärfarbe des absorbierten Lichts wahrgenommen.

Welche Farbe absorbiert Indigo?

### Exkurs

Die Redewendung „blau machen“, im Sinne von „seiner Arbeit nicht nachgehen“ oder „die Schule schwänzen“ geht auf die Praxis des Färberwesens zurück. In der letzten Phase des Färbevorgangs mussten die Arbeiter ihre eingefärbten Textilien an der Luft aufhängen und darauf warten, dass das Indigo vom Sauerstoff in der Luft oxidiert wurde. Dieser Schritt war unter den Färbern als „blau machen“ bekannt, da die blaue Farbe der Textilien erst hier entstand. Da die Färber während dieser Phase nichts anderes machen konnten, außer zu warten, hat sich dieses „blau machen“ als Synonym fürs Nichtstun eingebürgert.





# Praktikum 14 – Herstellung einer Seife

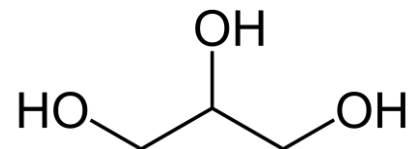
Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, aus pflanzlichen Fetten eine hautfreundliche und wohlriechende Seife herzustellen.

Erste Hinweise auf Seifenherstellung finden sich bei den Sumerern. Sie erkannten, dass Pflanzenasche vermischt mit Ölen besondere Eigenschaften hat, und schufen die Basis einer Seifenrezeptur.

## Was sind Seifen? Woraus werden sie hergestellt?

Seifen werden in der Regel aus pflanzlichen oder tierischen Fetten hergestellt.

Fette sind Ester des dreiwertigen Alkohols Glycerin (Propan-1,2,3-triol):



Notiere die Halbstrukturformel von Glycerin.

Ein **Ester** entsteht durch die Reaktion einer **Säure** mit einem **Alkohol**.

Allgemeine Formel einer organischen **Säure**:

Allgemeine Formel eines **Alkohols**:

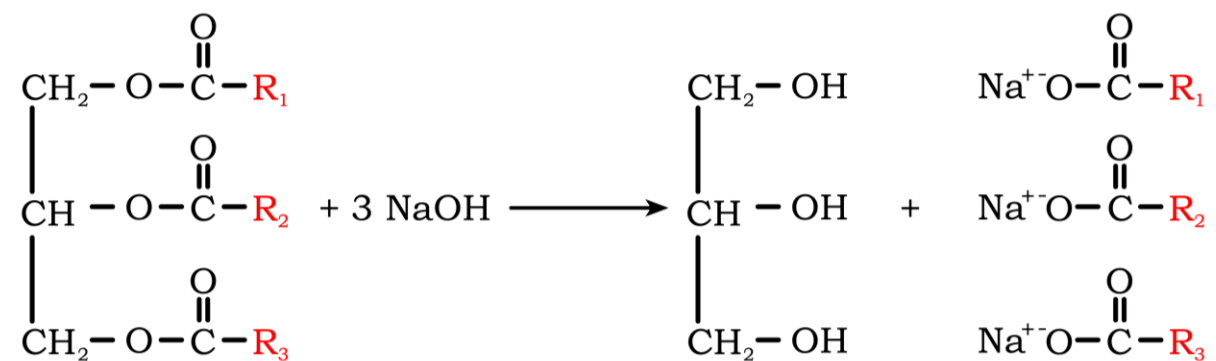
Reaktion einer organischen Säure mit einem Alkohol (**Veresterung**):

Allgemeine Formel eines **Fettes**:

### Die Verseifung

Zur Herstellung werden Fette mit einer Base, wie beispielsweise Natronlauge ( $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ) oder Kalilauge ( $\text{KOH}_{(\text{aq})}$ ) gekocht. Man nennt dieses Verfahren Seifensieden.

Bei der Verseifung läuft die umgekehrte Reaktion der Veresterung ab:



Die Fette werden dabei in Glycerin und in die Alkalisalze der Fettsäuren zerlegt. Genau diese Alkalisalze stellen die eigentlichen Seifen dar.

Seifen, die mit Hilfe von Natronlauge gewonnen wurden, werden fest. Man bezeichnet diese als Kernseifen. Solche, die mit Hilfe von Kalilauge gewonnen wurden, werden flüssig. Diese werden als Schmierseifen bezeichnet.

Handwerkliche Seifen werden im Kaltverseifungsverfahren gewonnen. Dabei wird den Fetten eine geringe Menge an Natronlauge beigefügt. Dabei wird eine unvollständige Verseifung der Fette erzielt, wodurch die Seifen eine pflegende Wirkung erhalten.

### **Rezept zur Herstellung einer Seife:**

1. 62 g Kokosfett und 62 g Frittierfett abwiegen und im Topf schmelzen lassen.
2. 62 g Rapsöl und 62 g Olivenöl zu den geschmolzenen Fetten geben.
3. Die Masse abkühlen lassen.
4. 35 g Natriumhydroxid (Achtung, stark ätzend!) abwiegen und mit 88 g Wasser vermischen.
5. Die Lauge zu den Fetten geben und mit dem Pürierstab bis zum Puddingstadium mixen.
6. Ein wenig Duftstoff und Lebensmittelfarbe hinzugeben.
7. Den Seifenschleim in eine Silikonform einfüllen und festwerden lassen.

Die Seifen werden nach einem Tag aus der Form genommen und müssen vor Gebrauch noch 6 weitere Wochen reifen.

### **Wie reinigen Seifen?**

Wie wir jetzt wissen, sind Seifen Salze der Fettsäuren.

Allgemeine Formel einer **Seife**:

Vereinfachte Darstellung einer **Seife**:

Die Seife hat ein unpolares Ende: der Alkylrest. Dieser ist nicht mit Wasser mischbar ( ), zieht aber durch starke Van-der-Waals-Kräfte die Fette an ( ).

Außerdem hat die Seife ein polares Ende:  $\text{-COO}^- \text{Na}^+$ . Dieses ist nicht mit Fet-ten mischbar ( ), zieht aber durch starke elektrostatische Kräfte das Wasser an ( ).

Somit kann eine Seife zwischen den unpolaren Fetten und dem polaren Wasser „vermitteln“. Es bilden sich **Mizellen**: kleine Öltröpfchen sind von Seifenmolekülen umgeben und lösen sich so im Wasser auf.

