Chemie im Alltag - das Experiment

Schuljahr 2020 /2021

Thema: Verborgene Schätze-nicht alles Gold was glänzt - aber Silber!

Name: Xenia Richter

Klasse: 9b

Schule: Albertus – Magnus - Gymnasium Ettlingen
Middelkerkerstrasse 1-5
76275 Ettlingen

Betreuende Lehrerin: Frau Bischof

Richter Xenia Klasse 9b **Betreuende Lehrerin: Frau Bischof**
Albertus -Magnus-Gymnasium, Middelkerkerstrasse 1-5, 76275 Ettlingen

VERSUCH 1: Wie verändert sich ein Silberstück in Verbindung mit Ei?

Versuch 1A: **Veränderung von Silber in Verbindung mit Ei / Veränderung von Silber in Verbindung mit Ei und Kreide**

Material: zwei Schraubgläser, ein hartgekochtes Ei, Messer, Brettchen, drei Silberstücke, ein Stück Kreide

Versuchsdurchführung:

1. Zuerst werden die Schraubgläser bereitgestellt, die Silberstücke bereitgelegt und das hartgekochte, geschälte Ei in Stücke zerlegt.

2. Als nächstes gibt man Stücke des Eis in jeweils ein Schraubglas und legt die Silberstücke dazu.

3. In das Schraubglas mit den Silberringen gibt man zusätzlich ein großes Stück Kreide.

4. Als letztes werden die Schraubgläser gut verschlossen und einen Tag stehen gelassen.

<u>Beobachtung:</u>

	Ei und Silber	**Ei, Silber und Kreide**
Verfärbung nach wenigen Stunden	Schwarze Verfärbung an der Oberfläche bereits nach kurzer Zeit	Braune Verfärbung an der Oberfläche bereits nach kurzer Zeit
Verfärbung nach einem Tag	Intensive schwarze Verfärbung	Weniger intensive Verfärbung
Metallischer Glanz	Nicht mehr vorhanden	Teilweise vorhanden
Feuchtigkeit	Kleine Wassertröpfchen beim Öffnen des Schraubglases an der Innenseite des Deckels erkennbar	Feuchte Stellen an der Kreide erkennbar

Aufgabe 1.1.: Erklärung der Beobachtungen von Versuch 1A:

Eier enthalten schwefelhaltige Aminosäuren. Durch das Kochen des Eis wird Schwefelwasserstoff freigesetzt, der sich vor allem im Eigelb aber in Spuren auch in der Luft befindet. Da Silber eine hohe Affinität zu Schwefel hat, reagiert es in Anwesenheit von Sauerstoff mit diesem zu schwarzem Silbersulfid. Nur Sauerstoff allein kann dem edlen Silber nichts anhaben. Der Sauerstoff sorgt nämlich dafür, dass Silber Elektronen abgeben kann. Dabei wird das Silber oxidiert und der Sauerstoff reduziert.

Reaktionsgleichung der Redoxreaktion:

Silber +Schwefelwasserstoff + Sauerstoff → Silbersulfid + Wasser

$4\ Ag + 2H_2S + O_2 \rightarrow 2\ Ag_2S + 2\ H_2O$

Oxidation: $4\ Ag \rightarrow 4\ Ag^+ + 4\ e^-$

Reduktion: $O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$

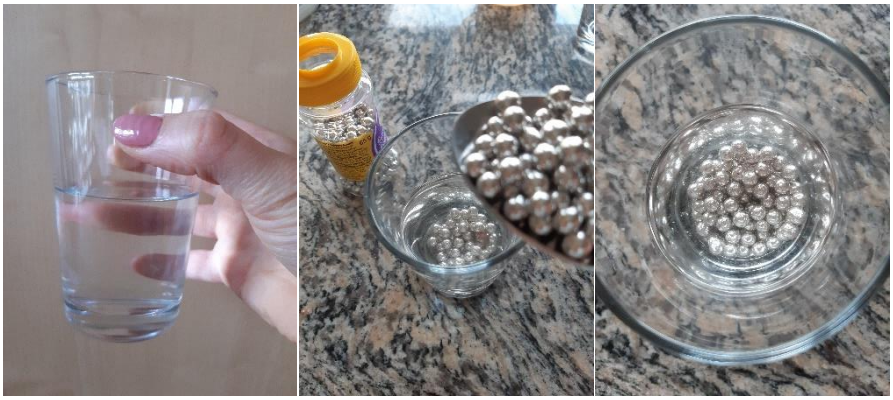
Das bei der Reaktion entstehende Wasser sowie die in der Luft enthaltenen Wassertropfen erklären die Wassertropfenbildung an der Deckelrückseite des Schraubglases sowie die feuchten Stellen in der Kreide. Da die Kreide außerdem noch Feuchtigkeit aus der Luft und dem Ei aufnimmt, wird dadurch dort auch ein Teil der Schwefelverbindungen gebunden. Die Reaktion verläuft daher in Anwesenheit der Kreide langsamer und das Silber glänzt länger.

Versuch 1B: **Veränderung von Silber – Lebensmittelzusatzstoff (E174) in Verbindung mit Ei**

Material: Wasser, ein hartgekochtes und geschältes Ei, Messer, Brettchen, Silberperlen, Esslöffel, Filterpapier, 2 Gläser, Haushaltsgummi, Kaffeefilterhalter

Versuchsdurchführung:

1. Befülle das Glas zur Hälfte mit Wasser und gebe zwei Esslöffel Zuckerperlen hinzu und warte einen Moment.



2. Währenddessen legt man ein Stück hartgekochtes und geschältes Ei in das zweite Glas.

3. Schöpfe die Zuckerperlen ab und filtriere das Wasser durch einen weißen Kaffeefilter.

4. Trockne das Filterpapier.

5. Spanne das Filterpapier mit der Silberschicht nach innen über das Glas mit dem Ei. Fixiere das Filterpapier mit einem Haushaltsgummi.

6. Lasse das Ganze einen Tag stehen.

24h-icon-vector.jpg (8256×8256) (vecteezy.com)

<u>Beobachtung:</u>

Sobald die Silberperlen Kontakt mit Wasser hat, löst sich die Silberschicht und setzt sich am Boden ab.

An der Silberschicht hat man nach einem Tag keine Veränderung erkennen können. Kleine Silberfolienstückchen, die sich gelöst haben und dadurch direkten Kontakt mit dem Ei hatten, haben sich dunkelgrau-schwarz verfärbt.

<u>Aufgabe 1.1. und 1.2: Versuch 1B im Vergleich zu Versuch 1A:</u>

In Versuch 1B sinkt die abgelöste Silberfolie zu Boden, da Silber eine größere Dichte als Wasser besitzt.

<u>Folgende Hypothesen lassen sich aus den Versuchen ableiten:</u>

- Die fehlende Verfärbung der Silberfolie lässt vermuten, dass eine Verfärbung von Silber nur in direktem Kontakt mit Schwefelwasserstoff stattfindet (vgl. Verfärbung der abgelösten Silberfolienstücke).
- Da Silber nicht mit dem Sauerstoff der Luft reagiert, sondern den Schwefelwasserstoff zusätzlich benötigt, könnte dieser im Ei gebunden und die Reaktion daher nicht erkennbar sein.

- Luft enthält nur einen geringen Anteil an Schwefelwasserstoff, der vermutlich für eine erkennbare Reaktion nicht ausreicht.
- Die Reaktionszeit mit der geringen Menge an Schwefelwasserstoff aus der Luft reicht nicht aus, um eine Veränderung des Silbers erkennen zu lassen.
- Der schwere Schwefelwasserstoff aus der Luft setzt sich am Boden des Glases ab und kommt daher nicht in Kontakt mit dem Silber, so dass eine Verfärbung nicht stattfinden kann.
- Eine weitere Hypothese für die Nichtverfärbung könnte ferner sein, dass der Farbstoff E174 (pigmentiertes Silber) zusätzlich mit einer Schicht überzogen wurde, der dieses vor Verfärbungen an der Luft schützt, um die Verkaufsattraktivität für Kunden für dieses Produkt beizubehalten. Wie würde eine mit Silberperlen verzierte Torte sonst bereits nach einem Tag aussehen?

VERSUCH 2: Reinigung von angelaufenem Silber

Versuch 2.1: **Reinigung von angelaufenem Silber mit Aluminiumfolie und Salz**

Material: Wasserkocher, Aluminiumfolie, Esslöffel, Plastikwanne, zwei angelaufene Silberstücke, Wasser, Kochsalz

Versuchsdurchführung:

1. Plastikwanne mit Aluminiumfolie auskleiden.

2. Drei Esslöffel Salz in die Wanne geben.

3. Angelaufene Silberstücke auf das Kochsalz legen.

4. Wasser im Wasserkocher zum Kochen bringen.

5. Das kochende Wasser zum Silberstück in die Wanne gießen, sodass das Silberstück vollständig bedeckt ist.

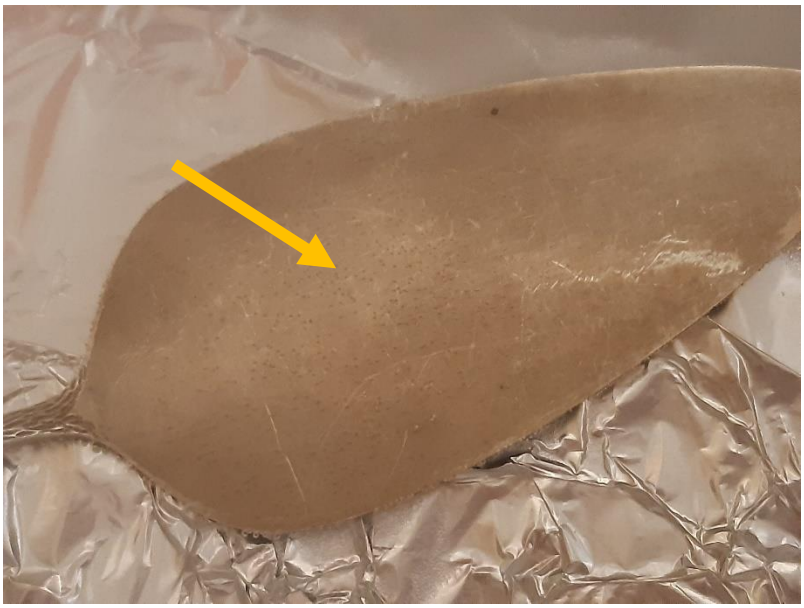
6. Den Ansatz eine halbe Stunde stehen lassen.

(istockphoto.com)

<u>Beobachtung:</u>

Innerhalb der 30 min lösen sich schwarze Teilchen vom angelaufenen Silberstück, die anschließend im Wasser herumschwimmen.

An der Kuchenschaufel sind außerdem kleine Gasbläschen erkennbar, ebenso am Salz in der Plastikwanne. Ferner riecht es deutlich nach „faulen Eiern“.



Nach einer halben Stunde sind deutliche Veränderungen sichtbar. Das Silberstück hat seinen metallischen Glanz zurückerhalten und die schwarzen Verfärbungen sind verschwunden.

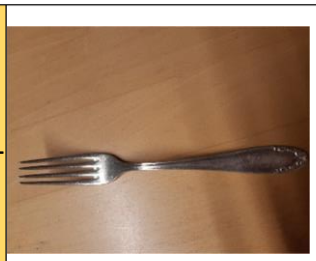
Vorher *Nachher*

Bei der Kuchenschaufel sieht man direkt beim Eingießen des Wassers bereits deutliche Veränderungen in der Farbe. Sehr schnell hat das Silberstücke seinen metallischen Glanz zurück und die dunklen Verfärbungen sind verschwunden.

Vorher *Nachher*

Richter Xenia Klasse 9b **Betreuende Lehrerin: Frau Bischof**
Albertus -Magnus-Gymnasium, Middelkerkerstrasse 1-5, 76275 Ettlingen

Aufgabe 2.2: Weitere Reinigungsmöglichkeiten von angelaufenem Silber

Vorher					
	Silberpoliertuch	Bier	Essig	Zahnpasta	Spüli
Glanz	Sehr gut	gut	gut	gut	 Ok
Zeit	Ca. 5 bis 10 min	Ca. 12 h	2 h	Ca. 5 bis 10 min	Ca. 30 min
Arbeitsintensität (Kraftaufwand)	hoch	niedrig	niedrig	hoch	niedrig
Sauberkeit/ Erfolg	Sehr gut	Ok	Durchwachsen	Sehr gut	Sehr gut
Bewertung					

Richter Xenia Klasse 9b **Betreuende Lehrerin: Frau Bischof**
Albertus -Magnus-Gymnasium, Middelkerkerstrasse 1-5, 76275 Ettlingen

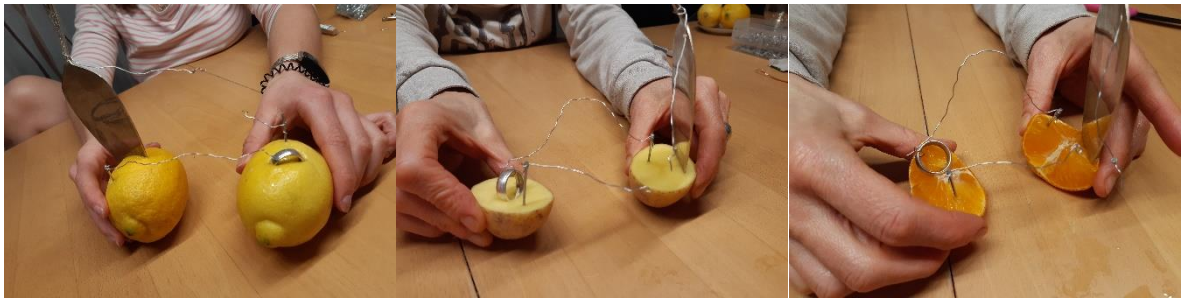
VERSUCH 3: Zitronenbatterie

Versuch 3.1: **Bau einer Zitronenbatterie /auch mit verschiedenen Obst- und Gemüsesorten**

Material: 2 Zitronen, rohe Kartoffel, halbe Mandarine, 2 verzinkte Nägel, Metalldraht, LED, zwei Silberstücke

Versuchsdurchführung:

1. Zuerst werden in jeweils eine Zitrone ein verzinkter Nagel und ein Silberstück gesteckt.
2. Jetzt verbindet man das eine Silberstück der Zitrone mit einem verzinkten Nagel der anderen Zitrone.
3. Des Weiteren werden am zweiten Silberstück und am zweiten verzinkten Nagel ein Draht befestigt, an die die LED hingehalten werden kann.

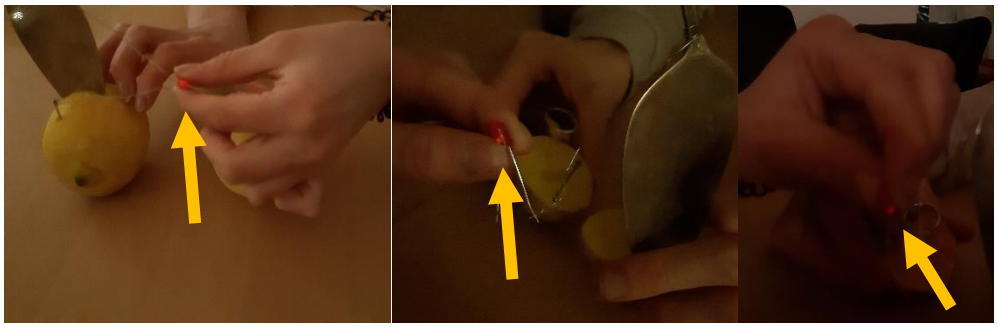


Derselbe Versuch wird anstelle der Zitronen mit einer halbierten Kartoffel und zwei Mandarinenvierteln durchgeführt.

4. Nun wird das Licht ausgemacht, und die LED an die Drahtenden gehalten.

Beobachtung:

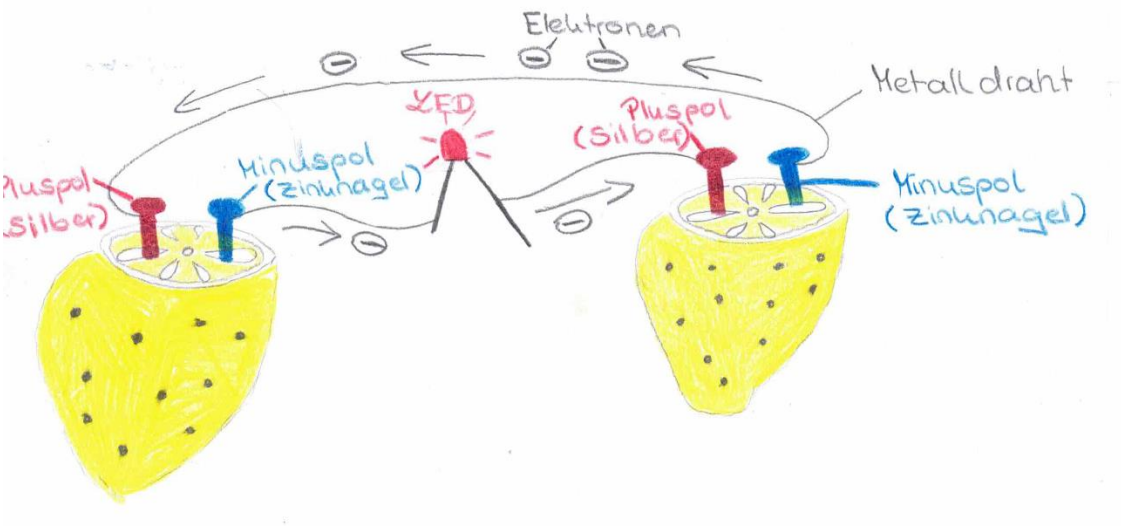
Sobald die LED mit den Enden des Metalldrahts in Verbindung sind, „flackert“ die LED schwach rot auf. Die LED leuchtet bei der Zitrone am hellsten, bei der Kartoffel weniger hell und bei der Mandarine am schwächsten.



Zitrone Kartoffel Mandarine

Richter Xenia Klasse 9b **Betreuende Lehrerin: Frau Bischof**
Albertus -Magnus-Gymnasium, Middelkerkerstrasse 1-5, 76275 Ettlingen

<u>Erklärung:</u>



Der Aufbau besteht aus einer Zitrone sowie aus Zink- und Silberelektroden. Werden beide Metalle über einen Draht miteinander verbunden, beginnt in der Zitrone folgender chemischer Vorgang: Da Zink unedler ist als Silber, bindet es seine Elektronen weniger fest an sich als die Silberatome. Folglich gibt das Zink Elektronen an das Silber ab. Es fließt Strom, wobei bei meinem Aufbau der Zitronensaft (Säure) als Elektrolyt dient, also als Flüssigkeit, die Strom leiten kann.

Diese Kombination von zwei verschiedenen Elektroden und einem Elektrolyten bezeichnet man als galvanisches Element. Sie ist eine Vorrichtung zur spontanen Umwandlung von chemischer in elektrische Energie, dient als Gleichspannungsquelle und kann als Batterie verwendet werden. Im verwendeten Versuchsaufbau werden zwei galvanische Elemente in Reihe geschaltet.

<u>Am Zinknagel (Anode) läuft folgende chemische Reaktion ab:</u>

<u>Anode:</u> $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Da an der Zinkelektrode Zinkionen entstehen, löst sich das Metall langsam auf.

An der *<u>Silberelektrode (Kathode),</u>* werden lediglich Elektronen aufgenommen. Es entsteht Wasser und Wasserstoff (beides in meinen Versuchen nicht ersichtlich)

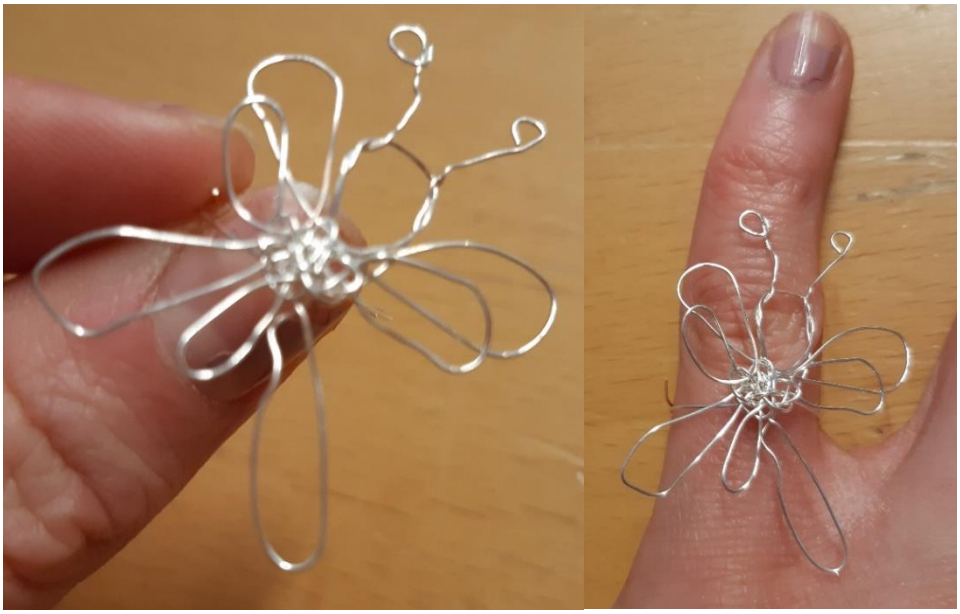
<u>Kathode:</u> $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O + H_2$

Aus diesem Grund befindet(n) sich nachher in der Zitrone Metall(-ionen), sodass diese nicht mehr verwendbar ist. Ferner kann die Batterie nicht endlos betrieben werden, denn sobald alle H_3O^+ Ionen des Elektrolyten (Zitronensäure) verbraucht sind, kann kein Strom mehr fließen.

Schaltet man nun in den Stromkreis eine LED, so leuchtet diese aufgrund der entstandenen Spannung. Die Zitronensäure ist die stärkste Säure, die ich in meinen Versuchen verwendet habe, daher wurde so die höchste Spannung erzielt und die LED leuchtete am hellsten.

Richter Xenia Klasse 9b **Betreuende Lehrerin: Frau Bischof**
Albertus -Magnus-Gymnasium, Middelkerkerstrasse 1-5, 76275 Ettlingen

VERSUCH 4 (Kreativ): Silberkunstwerke



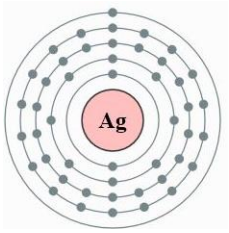
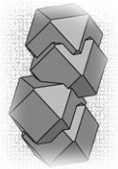
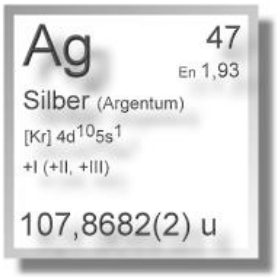
Schmetterling aus Silberdrah

Armreif aus einer Silbergabel

Richter Xenia Klasse 9b **Betreuende Lehrerin: Frau Bischof**
Albertus -Magnus-Gymnasium, Middelkerkerstrasse 1-5, 76275 Ettlingen

Aufgabe 4.1: **Eigenschaften von Silber**

Silber (Ag)
Weißglänzendes Edelmetall, gut polierbar

Chemische Eigenschaften	Physikalische Eigenschaften	Atomare Eigenschaften
Reaktionsträge	Aggregatszustand fest	Ordnungszahl 47
Bildet an der Luft nach längerer Zeit schwarze Überzüge	Schmelztemperatur 961 °C	1 Außenelektron
Keine Reaktion mit verdünnten Säuren	Siedetemperatur 2212°C	Elektronegativität 1,9
Reaktion mit konzentrierter Salpetersäure	Dichte 10,49 g/cm³ bei 20°C	Häufigste Oxidationszahl 1
Keine Reaktion mit Sauerstoff	Beste Wärmeleitfähigkeit aller Metalle	Atommasse 107,87 u
Reaktion mit Halogenen	Beste elektrische Leitfähigkeit aller Metalle	Schalenmodell 
Stabil gegenüber Schmelzen von Natriumhydroxid	Kristallisiert im kubisch-flächenzentrierten Kristallsystem 	
	Dehnbar und weich ➔ Verarbeitung zu dünnen Folien und Draht	
	Starke Lichtreflektion an frisch geschnittenen Stellen ➔ Verwendung bei Spiegelherstellung oder Thermogefäßen	

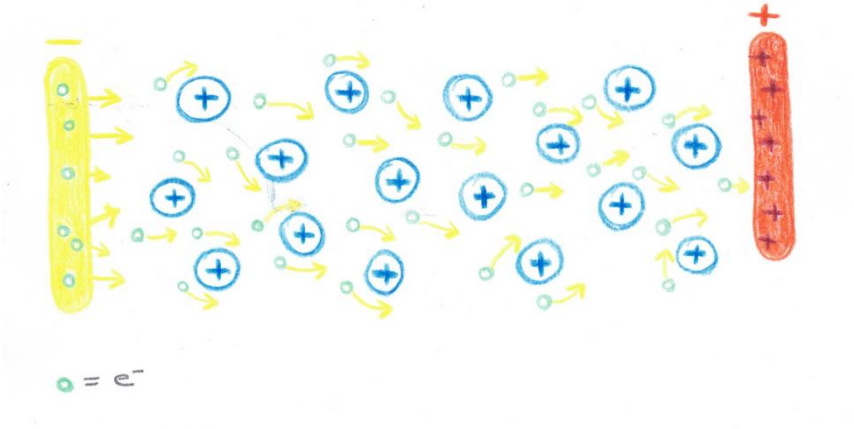
Richter Xenia Klasse 9b **Betreuende Lehrerin: Frau Bischof**
Albertus -Magnus-Gymnasium, Middelkerkerstrasse 1-5, 76275 Ettlingen

Aufgabe 4.2: Eigenschaften von Silber anhand des Stoffteilchenmodells erklärt

Viele Eigenschaften von Silber lassen sich mit Hilfe der Metallbindung erklären, wie die Wärmeleitfähigkeit, die elektrische Leitfähigkeit, die gute Verformbarkeit und der metallische Glanz. Aufbau von Silber: Die Silberatome sind in einem Gitter angeordnet. Zwischen den Atomrümpfen befinden sich frei bewegliche Außenelektronen (pro Silberatom 1 freies Valenzelektron), die nur schwach an ihre Atome gebunden sind und von allen Atomen gemeinsam genutzt werden. So kann man sagen, dass Silber aus positiv geladenen Atomrümpfen und einer freien Elektronengaswolke aufgebaut ist.

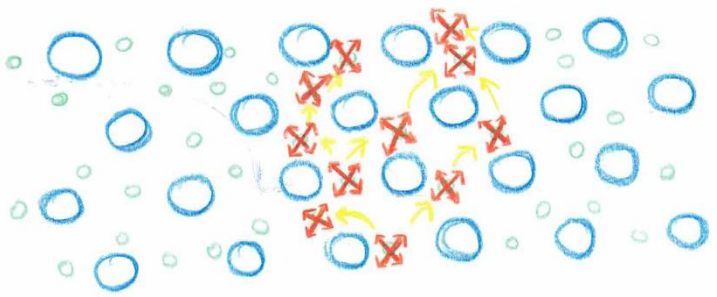
Elektrische Leitfähigkeit:

Legt man an ein Silberstück Spannung an, so bewegen sich die frei beweglichen Elektronen in Richtung Pluspol. Es fließt Strom.



Wärmeleitfähigkeit:

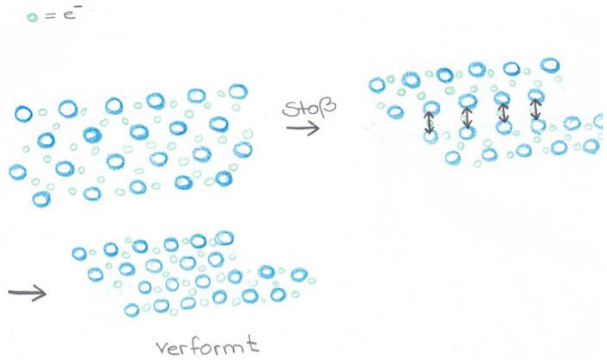
Wärme ist durch die Bewegung der Teilchen definiert, so dass Wärme mit Bewegungsenergie gleichzusetzen ist. Die Elektronen bewegen sich im Silber frei und übertragen dadurch Energie auf die anderen Elektronen. Je höher die Energie, desto schneller die Bewegung der Elektronen. Auch die Atomrümpfe beginnen zu schwingen. Damit leiten nicht nur die Elektronen Energie weiter, sondern auch die Atomrümpfe. Silber leitet also die Wärme gut.



Verformbarkeit:

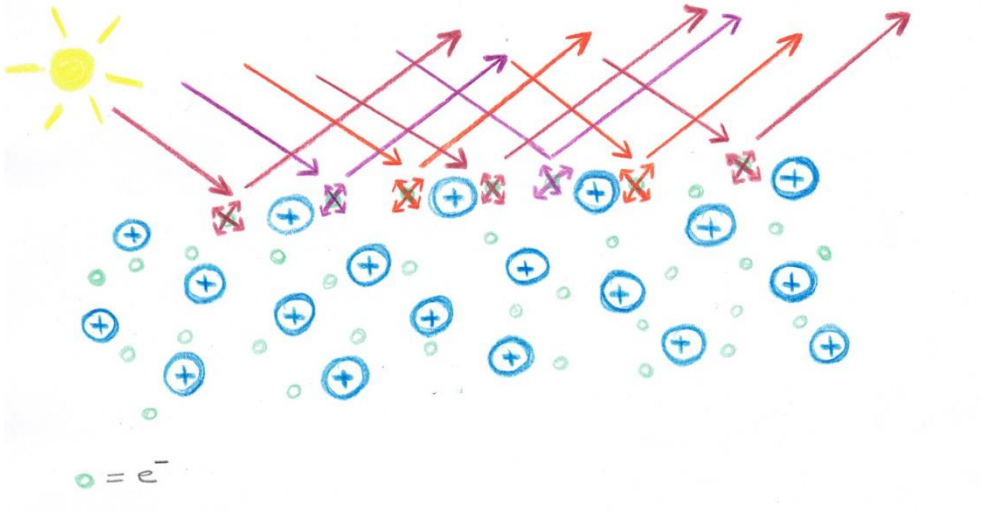
Wird ein Silberstück hohem Druck ausgesetzt z.B. durch einen Schlag mit dem Hammer, so verformt es sich dauerhaft. Auf Teilchenebene verschieben sich durch den Schlag die Atomrümpfe, werden

jedoch durch die Elektronenwolke immer noch zusammengehalten. Trotz Stoß befinden sich also weiterhin Elektronen in den Zwischenräumen zwischen den Atomrümpfen.



Silberglanz:

Fällt Licht auf ein Silberstück, werden durch die Lichtwellen die Elektronen an der Silberoberfläche in Schwingung versetzt und senden dadurch wieder Licht aus. Das Licht wird also an der glatten Silberoberfläche reflektiert wodurch der metallische Glanz entsteht.



Hohe Schmelz- und Siedetemperatur:

Wie alle Metalle hat auch Silber eine hohe Schmelz- und Siedetemperatur. Wird dem Metallgitter Wärme zugeführt, bewegen sich die einzelnen Teilchen immer schneller. Da die frei beweglichen Elektronen das Gitter durch gegenseitige Anziehungskräfte stark zusammenhält, braucht es hohe Temperaturen, um die Teilchen so schnell zum Schwingen zu bringen, dass das Gitter aufgelöst wird, bzw. schließlich vollständig zerfällt.