



Alexander Herms, \*1990

Schule:  
Bischöfliches Willigis-Gymnasium Mainz

Eingang der Arbeit:  
August 2010

Zur Veröffentlichung angenommen:  
Oktober 2010

## Der intelligente Schutzhandschuh

### Ein Schutzhandschuh mit Warnfunktion durch pH-Indikatoren

Initialzündung für die Idee war ein Unfall im Chemieunterricht mit konzentrierter Schwefelsäure. Trotz üblicher Sicherheitsmaßnahmen verätzte ein Schüler sich über einen kontaminierten Handschuh an der Stirn. Daraus entstand die Idee des „intelligenten Schutzhandschuhs“, der durch Verfärbung anzeigt, ob er mit gefährlichen Säuren und Basen beschmutzt ist.

#### 1. Entstehung der Idee und Zielsetzung

Die Idee zu einem „intelligenten“ Schutzhandschuh entstand durch den Unfall eines Schülers im Chemieunterricht. Bei der Herstellung von Salzsäure (HCl) aus konzentrierter Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) und kristallinem Kochsalz (NaCl) sollte er – versehen mit säurefesten Handschuhen – in die Apparatur weitere Schwefelsäure nachfüllen. Beim Nachfüllen kamen die Handschuhe in Kontakt mit der konzentrierten Schwefelsäure, ohne dass der Schüler die Kontamination bemerkte. Er behielt die Handschuhe weiterhin an und kratzte sich wenig später oberhalb der Schutzbrille. Diese Bewegung lief im Unterbewusstsein ab, und so registrierte der Schüler nicht, dass er mit dem Handschuh die Stirn berührte und sich dort auf einer etwa ein Quadratzentimeter großen Fläche die Haut verätzte.

Nach dem Unterricht bemerkte der

Schüler in einem Spiegel die farblose, immer stärker juckende Haut, worauf er zügig nach der Erstversorgung den Hautarzt aufsuchte. Dieser bestätigte, dass es sich um eine starke Verätzung handele, die über mehrere Wochen mit Pflaster, verschiedenen Salben und Gel behandelt werden musste.

Während der Zeit der Behandlung realisierte der Schüler, warum es überhaupt zu einem solchen Unfall hatte kommen können. Er hatte gegen eine grundlegende Regel im Umgang mit Chemikalien im Labor verstoßen: Mit einem Handschuh fasst man sich nicht in das Gesicht. Jedoch war dem Schüler aufgrund der mangelnden Praxis im Labor diese Regel nicht ausreichend präsent gewesen, und er hatte die Gefahr einer unbemerkten Kontamination unterschätzt.

Trotzdem hätte der Unfall eines unerfahrenen Schülers verhindert werden

können, wenn der Handschuh ihm angezeigt hätte, dass sich eine sehr ätzende Chemikalie auf dem Handschuh befindet. So entstand die Idee nach Säure-Base-Indikatoren zu suchen, die an einen säureresistenten Handschuh gebunden, in der Zukunft Säuren und Basen anzeigen und somit speziell auch in der Schule und Ausbildungsstätten beim Experimentieren für mehr Sicherheit sorgen.

Für die Entwicklungsarbeiten wurden folgende Ziele festgelegt:

- Indikatoren zu finden, die klar ihre Farbe ändern, wenn sie mit für die menschliche Haut schädlichen Säuren und Basen in Berührung kommen.
- Eine Möglichkeit zu finden, die ausgewählten Indikatoren auf einem säureresistenten Handschuh zu fixieren, so dass dieser den normalen Gebrauch im Chemielabor übersteht und die

Beispiele von Substanzen	pH-Wert
Konzentrierte Salzsäure	pH = 0
Sanitärreiniger	pH = 1
Rostentferner, Essigsäure	pH = 2
Zitronensäure	pH = 3
Fruchtsäfte	pH = 4
Bier	pH = 5
Mineralwasser	pH = 6
Reines Wasser, Neutralreiniger	pH = 7
Sauberes Wasser	pH = 8
Allzweckreiniger	pH = 9
Grundreiniger für Linoleum	pH = 10
Grundreiniger für PVC	pH = 11
Grundreiniger für PVC	pH = 12
Schmierseife, Industriereiniger	pH = 13
Grillreiniger, Rohrreiniger	pH = 14

Tab. 1: pH-Werte von im Alltag gebräuchlichen Flüssigkeiten. Die Farbgebung richtet sich nach der Verfärbung des Universalindikators bei den entsprechenden pH-Werten.

Wirkung der Indikatoren beibehalten werden kann.

## 2. Die Indikatorscheuche

Vor dem Beginn der praktischen Arbeit mussten Informationen über die pH-Werte-Bereiche, die bei der menschlichen Haut zur Verätzungen führen, eingeholt werden, um die Indikatoren anschließend passend wählen zu können.

Diese Information ist in den TRGS 401 (Technische Regeln für Gefahrstoffe) der Bundesanstalt für Arbeitsschutz und Arbeitsmedizin enthalten:

„Eine Gefährdung durch Hautkontakt liegt vor bei Tätigkeiten mit kleinflächigem und kurzfristigem Hautkontakt mit Gefahrstoffen mit pH-Werten  $\leq 2$  bzw.  $\geq 11,5$ .“ Bei der Einordnung der Werte half eine Tabelle, die die pH-

Werte von im Alltag gebräuchlichen Flüssigkeiten auflistet (siehe Tabelle 1).

Auf Grund der Tabelle 1 und der TRGS wurde als Grenzwert für die durchzuführenden Versuche im sauren Bereich der pH-Wert 3 gewählt, im basischen der pH-Wert 11.

Um die beiden Testlösungen zu erhalten, wurde 0,1 molare Natronlauge (NaOH) und 0,1 molare Salzsäure (HCl) durch eine 100-fache Verdünnung auf einen pH-Wert von 3 bzw. 11 gebracht.

Die Wirkung von Indikatoren in unterschiedlichen Aggregatzuständen (fest, flüssig, gelöst in verschiedenen Lösungsmitteln wie Wasser oder Ethanol) ließ sich am Beispiel des Indikators Bromthymolblau austesten. Daraus resultierten folgende Ziele für die weiteren Versuche:

- Suche nach je einem Säureindikator und einem Baseindikator, die nach Möglichkeit einfarbig waren. Beide könnten später passend gemischt werden.

- Durchführung eines Tests mit den vorher nach ihren Umschlagsbereichen ausgewählten Indikatoren, um die Eignung für den Handschuh zu testen.

Die in der Tabelle 2 aufgelisteten pH-Indikatoren waren für die Versuche verfügbar. Die grün unterlegten Indikatoren Methylorange, Bromkresolgrün, Phenolphthalein und Alizarin besaßen in etwa den geeigneten Umschlagspunkt im Bereich von pH 3 bzw. pH 11. Zwei der vier Indikatoren sind mit den Gefahrensymbolen T (giftig) und Xn (gesundheitsschädlich) versehen. Außerdem ist aus der Tabelle 2 zu erkennen, dass die meisten Indikatoren sich besser in Ethanol als in Wasser lösen. Auch die Tatsache, dass der Schmelzpunkt bei allen in der Tabelle aufgelisteten Indikatoren über 180 °C liegt, ist ein Vorteil.

Im Folgenden wurde das Verhalten bzw. die Farbveränderung der Indikatoren Methylorange, Bromkresolgrün, Phenolphthalein und Alizarin in Kontakt mit den beiden angesetzten Testlösungen (pH=3, pH=11) getestet. Dazu wurden die vier Indikatoren jeweils als Feststoff und in gelöster Form mit der Säure- bzw. Basenlösung versetzt. Bei der Durchführung lag das Augenmerk besonders auf dem Farbumschlag der einzelnen Indikatoren. Es ergaben sich folgende Ergebnisse:

- Phenolphthalein ist aufgrund des deutlichen Umschlags der richtige Baseindikator für den Handschuh. Der Umschlag von weiß nach rotviolett hat Signalcharakter.

Name des Indikators	Löslichkeit	Umschlagbereich [pH]	Farbumschlag	Gefahren	Schmelzpunkt
Methylorange	schlecht in H <sub>2</sub> O	3,1 - 4,4	rot - gelborange	T (giftig)	jeweils über 180 °C
Bromkresolgrün	in Ethanol	3,8 - 4,4	gelb - blau	keine	
Methylrot	kaum in Ethanol / H <sub>2</sub> O	4,4 - 5,4	rot - gelborange	Xn	
Bromthymolblau	löslich in Ethanol	6,0 - 7,6	gelb - blau	keine	
Kresolpurpur	schlecht in H <sub>2</sub> O	7,4 - 9,0	gelb - violett	keine	
Phenolrot	löslich in H <sub>2</sub> O	6,4 - 8,2	gelb - rotviolett	keine	
Phenolphthalein	löslich in Ethanol	8,2 - 9,8	farblos - rotviolett	Xn	
Alizarin	löslich in Ethanol	10,0 - 12,1	gelb - blauviolett	keine	

Tab. 2: Tabelle der in der Chemiesammlung vorhandenen pH-Indikatoren

- Bromkresolgrün ist der geeignete Säureindikator mit der Färbung von grün (neutral, pH 7) nach gelb (pH 3).

### 3. Das Binden der Indikatoren an einen Handschuh

Wichtig für die Wahl eines Stoffes zum Binden der Indikatoren ist vor allem der Bestand der Funktionsfähigkeit. Dies bedeutet, dass das Medium, das die Indikatoren fixiert, auch durchlässig für Wasser sowie Säuren und Basen ist. Denn die Indikatoren funktionieren nur, wenn sich ein pH-Wert einstellen kann, was wiederum nur in Wasser möglich ist.

#### 3.1. Verwendung von Gelatine

Unter den genannten Bedingungen schien sich Gelatine für einen Prototyp des Handschuhs zu eignen. Gelatine ist ein geschmacksneutrales Eiweiß, das normalerweise in der Küche verwendet wird, um Gelee, Götterspeise oder auch Gummibärchen ihre gewöhnliche Konsistenz zu geben. Sie wird aus dem Bindegewebe von Schwein und Rind hergestellt und hat die sehr wichtige Eigenschaft, dass sie in Wasser quillt und damit Wasser bindet.

Gleichzeitig ist sie auch durchsichtig und fast geruchslos. Eine weitere Eigenschaft der Gelatine ist, dass sie sich beim Erhitzen ab einer Temperatur von 50 °C verflüssigt und beim Abkühlen wieder erstarrt. Anschließend ist es jedoch wieder möglich sie zu verflüssigen, sie ist also recyclebar. Im

Handel ist Gelatine in Form von Platten, Blättchen oder Pulver erhältlich.

Um den Umgang mit der Gelatine zu üben, wurde zunächst, wie auf jeder Verpackung beschrieben, die Gelatine verflüssigt und anschließend der Inhalt von zwei blauen Tintenpatronen hinzugegeben. Im nächsten Schritt wurde mit einem Objektträgerglas ein dünner Gelatinefilm erst auf einer Petrischale und dann auf einer Klarsichtfolie erzeugt. Um die Eigenschaften in Bezug auf die Durchlässigkeit bzw. das Diffundieren in Gelatine zu testen, wurde die Oberfläche des Films in Kontakt mit einem „Tintenkiller“ gebracht. Schon nach wenigen Sekunden war zu erkennen, dass die Gelatine an der berührten Fläche die blaue Farbe der Tinte verlor und wieder klar wurde (siehe Abb. 1).

Daran ließ sich sehen, dass es zu einer Diffusion in der Gelatine gekommen war. Das heißt, dass sich der vom Tintenkiller abgegebene Stoff noch weiter in der Gelatine verteilt hatte.

In ähnlicher Form wurde der Versuch mit einer Gelatineschicht auf einer Klarsichtfolie durchgeführt, allerdings war ein Ablösen des Films nach etwa einer halben Stunde festzustellen (siehe Abb. 2). Dieser abgelöste Gelatinefilm erwies sich als robust und sehr reißfest für einen solch dünnen Film.



Abb. 1: Mit Tinte gefärbter Gelatinefilm, der sich nach Berührung mit einem „Tintenkiller“ entfärbt.

Um das Verflüssigen der Gelatine zu vereinfachen, wurde nun eine Heizplatte mit Rührwerk eingesetzt, so dass die Temperatur einfach geregelt und die Masse automatisch umgerührt werden konnte. Die Anfangsrezeptur bestand aus 6 g Gelatine und 0,5 g Phenolphthalein. Der so hergestellte Film wurde mit einigen Tropfen der basischen Testlösung versehen. Dies führte jedoch zu keiner farblichen Veränderung, auch nicht bei der doppelten Konzentration an Indikator. Bei genauerem Betrachten der Gelatine wurde festgestellt, dass überall Lufteinschlüsse zu finden waren und die Schicht nicht so klar war wie sonst. Deshalb wurde die Gelatine langsam noch ein weiteres Mal ohne Umrühren erhitzt und ein wenig Phenolphthalein in Ethanol gelöst dazu gegeben. Die Gelatine war deutlich klarer und bei der Zugabe des Indikator-Alkohol-Gemischs verschwanden sämtliche Luftblasen bzw. Lufteinschlüsse. Bei einem weiteren Test mit der basischen Testlösung kam es nur zu einer leichten violetten Färbung. Auch Gelatine mit dem Bromkresolgrün zeigte beim Kontakt mit der sauren Testlösung keine Verfärbung. Allerdings war zu erkennen, dass die Stellen, an der die Gelatine mit der Säure bzw. Base in Berührung gekommen war, aufgequollen waren.

Anstelle der angesetzten Testlösungen wurden dann verdünnte Schwefelsäure und Kalilauge verwendet. Beim Kontakt



Abb. 2: Der Gelatinefilm löst sich von der Folie

dieser Säure und Base war direkt eine starke Farbänderung bei beiden Indikatoren zu erkennen.

Die Idee, dass zu wenig Wasser in der Gelatine die Ursache für das Nichteintreten der Verfärbung bei Verwendung der Testlösung sein könnte, ließ sich durch zusätzlichen Einsatz von Glycerin als Wasserbinder nicht bestätigen!

Es zeigte sich, dass auch beide Indikatoren nebeneinander in der Gelatine bei Verwendung von verd. Schwefelsäure/Kalilauge die gewünschte Färbung verursachen.

Die Versuche mit der Tinte und dem Tintenkiller hatten gezeigt, dass die Gelatine eigentlich geeignet ist für die Diffusion. Jedoch ließ der letzte Versuch folgern, dass die Gelatine sowie die Säuren und Basen zusammen eine schlechte Kombination waren, denn die Gelatine, ein Biopolymer, wurde von den starken Säuren und Basen zersetzt. Somit konnte die einzige Erklärung für die ausbleibenden Verfärbungen bei den selbst angesetzten sauren und basischen Lösungen sein, dass diese erst gar nicht zu den Indikatoren vordringen konnten, da sie die Polymere der Gelatine zersetzten. Anders war dies bei der basischeren Kalilauge und der Schwefelsäure. Diese zersetzten schnell die obersten Schichten der Gelatine und drangen damit schnell bis zu den Indikatoren vor. Trotz dieser Ergebnisse wurde gemäß der dahinter stehenden Idee schließlich ein Einweggummihandschuh mit Gelatine beschichtet und trocken in Kontakt mit der Kalilauge und der Schwefelsäure gebracht (siehe Abb. 3).

Insgesamt zeigte sich, dass die Idee und die Signalwirkung des „intelligenten“ Schutzhandschuhs bei Säuren und Basen gut umsetzbar war, es musste nur noch eine andere Form der Fixierung der Indikatoren gefunden werden.

### 3.2. Suche nach weiteren Bindemitteln

Während eines Praktikums in einem Betrieb für chemische Wasseraufbereitung eröffneten sich neue Lösungsansätze für das Fixiermedium durch Ionentauscher: „Organische Ionentauscher sind in Wasser unlösliche Kunstharze, die in der Lage sind, eigene Io-



Abb. 3: Der mit Gelatine beschichtete Schutzhandschuh ist in Kontakt mit einer Base und einer Säure gekommen. Verfärbung des Indikators Phenolphthalein nach lila bei Kontakt mit einer Base, Verfärbung des Indikators Bromthymolblau nach gelb bei Kontakt mit einer Säure im Bereich des Handballens.

nen gegen Fremdionen auszutauschen. Es gibt Kationen- und Anionenaustauscher, die in Form kleiner, poröser Perlen mit großer Oberfläche in den Handel kommen.“ ( S. 25 [3]) Die in dieser Definition beschriebenen Eigenschaften waren die für den Handschuh notwendigen Eigenschaften.

Der Versuch den Ionentauscher Lewatit in starken Lösungsmitteln zu lösen, um dann einen Film ähnlich wie bei der Gelatine zu erzeugen, erwies sich als unmöglich. Aber es war eine wichtige Zwischenstufe auf dem Weg zum geeigneten Fixiermaterial, einem Film/ einer Membran, die vor allem für  $H^+$  und  $OH^-$  durchlässig ist.

Nach weiterer Recherche wurde das Augenmerk auf den Aufbau einer Brennstoffzelle gerichtet, die genau eine solche Membran besitzt, die nur für  $H^+$  durchlässig ist. Dabei wurde vor allem der Stoff Nafion erwähnt. Dies ist eine Modifikation des Teflon und wurde in den 1960er Jahren unter Walther Grot entwickelt. Nafion gehört zu der Stoffklasse der Ionomere:

„Ionomere sind thermoplastische Copolymere des Ethylens mit carboxylgruppenhaltigen Monomeren, von denen ein Teil als freie Carboxylgruppen vorliegt, der Rest mit Metallkationen der 1. und 2. Gruppe des Periodensystems gebunden ist, so dass eine gewisse

Quervernetzung erreicht wird. Diese löst sich bei der Verarbeitungstemperatur, d. h. im Schmelzbereich, so dass die Ionomere thermoplastisch verarbeitet werden können. Beim Abkühlen stellt sich die Quervernetzung wieder ein. Durch Variation des Gehalts an Carboxylgruppen und der Art der Kationen können die Eigenschaften der Ionomere modifiziert werden. Ionomere haben folgende Eigenschaften: hochtransparent, Steifigkeit wie Polyethylen niedriger Dichte, aber elastischer, hohe Durchstoß- und Abtriebsfestigkeit, gutes Tiefziehverhalten, gute Haftung auf z. B. Aluminium und Papier, beständig gegen Mineralöl, pflanzliche Öle, Alkalien, Ketone und Alkohole, von Säure und Kohlenwasserstoffe werden Ionomere angequollen, Einsatzgebiet: Beschichtungen, Folien, Hohlkörper, Schläuche, glasklare Getränkeleitungen, elektrische Artikel, Gebrauchsbereich  $-40^{\circ}\text{C}$  bis  $+40^{\circ}\text{C}$  [9].

Aufgrund des unverhältnismäßig teuren Preises zu diesem Zeitpunkt für kleine Mengen Nafion, die für einige Versuche notwendig gewesen wäre, ließen sich keine Versuche realisieren.

### 3.3. Experimente mit PVC und Kochsalz

PVC (Polyvinylchlorid) ist ein Kunststoff, der auch häufig im Haushalt, sei es in Form von Bodenbelag, Handschuhen und Kabelisolationen, verwendet wird. Folgende Idee wurde verfolgt:

Um die Eigenschaften eines Ionomers, speziell die Eigenschaft der Ionenleitfähigkeit, auf diesen Kunststoff zu übertragen, wird eine gesättigte Lösung aus Kochsalz in N,N-Dimethylformamid hergestellt und zusammen mit PVC eine für Ionen durchlässige Schicht hergestellt, die bereits die Indikatoren enthält. Die in dem PVC-Film integrierten Ionen sollen durch andere Ionen wie  $\text{H}^+$  von Säuren wie HCl ersetzt werden, so dass die Indikatoren sich aufgrund der Anwesenheit von  $\text{H}^+$  bzw.  $\text{OH}^-$ -Ionen verfärben und somit den Kontakt mit gefährlichen Säuren und Basen auf dem Handschuh anzeigen. So soll auch die Wiederherstellung der Farbgebung durch das Abspülen mit destilliertem Wasser möglich sein.

Um diese Idee in die Praxis umzusetzen, wurde gemörstertes NaCl und etwa 10 ml N,N-Dimethylformamid in ein Becherglas gegeben. Alle Versuche wurden unter dem Abzug durchgeführt, da das Lösungsmittel Dimethylformamid sehr giftig ist. Zu der gut durchmischten Lösung wurden dann etwa 3 cm Kabelisolation in kleingeschnittener Form gegeben, die das PVC lieferte. Anschließend wurde das Becherglas mit einem Stopfen verschlossen und 20 h lang unter ständiger Durchmischung stehen gelassen. Danach ergab sich folgendes Ergebnis: Von den festen Bestandteilen des Kabels war kaum mehr etwas zu sehen. Es bildete sich eine trübe Phase oben und eine weiße dickflüssigere Phase am Boden. Dabei stammte die weiße Farbe von dem Farbstoff der Kabelisolation, mit der das eigentlich farblose PVC gefärbt worden war.

Um festzustellen, ob sich in der trüben Phase das gelöste PVC befand, wurde diese abpipettiert und in ein gesondertes Becherglas gegeben. Diese wurde dann mit einer kleinen Menge einer 1%igen Phenolphthalein-Ethanol-Lösung versetzt, um zu sehen, ob sich ein Film auf einem Objektträger bildet. Bei diesem Versuch wurde Phenolphthalein als Indikator benutzt, da es der Indikator mit der signifikanteren Farbänderung ist. Jedoch zeigte sich bei der Zugabe der Indikator-Lösung ein weißer Ausfall und aus der übergebliebenen Lösung entstand kein Film. Das Ethanol bewirkte offensichtlich den Ausfall des PVCs, denn mit einem reinen Tropfen der PVC-NaCl-Lösung ließ sich ein Film erzeugen. Aufgrund dieser Beobachtung stand fest, dass die trübe Phase PVC in gelöster Form enthält. Die Trübung schien von dem Farbstoff des Isolationsmaterials her zu rühren.

In einem weiteren Versuch wurde die PVC-NaCl-Lösung mit einer winzigen Menge Phenolphthalein in pulveriger Form vermischt. Anschließend war es möglich, auf einem Objektträger einen gleichmäßigen Film in der Größe einer 10 Cent Münze zu erzeugen. Um die Funktionsfähigkeit des Indikators im PVC zu testen, wurde der Film mit einigen Tropfen verdünnter NaOH in Kontakt gebracht. Die rotviolette Farbe des Phenolphthaleins war sofort sehr deutlich zu erkennen.

Der Indikator Phenolphthalein funktioniert also innerhalb des PVC-NaCl-Films und der Film scheint für  $\text{H}^+/\text{OH}^-$ -Ionen durchlässig zu sein.

Allerdings erwies sich die Menge an Phenolphthalein und die Menge an NaOH, die verwendet wurde, aufgrund des dunklen Farbtons als zu groß. Deshalb wurde auf die gleiche Weise auf einem Objektträger ein PVC-Film mit weniger Indikator hergestellt und mittels eines Glasstabes, an dessen Ende sich eine geringe Menge NaOH befand, mit der Lauge in Kontakt gebracht. Dabei wurde folgendes beobachtet:

- Die Randbereiche wiesen eine besonders intensive Verfärbung auf.
- Der Film verfärbte sich gleichmäßig in einen leichten rotvioletten Ton.
- Die Farbänderung schien auf der Unterseite des Films fast sogar intensiver zu sein als auf der Oberseite.

Die Tatsache, dass eine gleichmäßige Verfärbung vorlag, lässt vermuten, dass sich das Phenolphthalein gleichmäßig verteilt. Die hohe Intensität der Färbung auf der Unterseite des Films lässt darauf schließen, dass der PVC-NaCl-Film in der oben beschriebenen Art und Weise funktioniert. Die Verwendung künstlicher Polymere scheint sich auszuzahlen zu haben, da es während des Versuchs zu keiner Auflösung des Films kam, wie es bei der Gelatine der Fall war.

### 4. Fazit

Die Versuche haben gezeigt, dass die Idee vom „intelligenten“ Handschuh realisierbar ist. Jedoch verlief das Fixieren der Indikatoren im natürlichen Polymer Gelatine nicht so gut. Für den alltäglichen Gebrauch in Laboren oder Schulen wären solche Handschuhe nicht geeignet.

Im Folgenden wurden daher künstliche Polymere verwendet, die säure- und baseresistent sind, um die Indikatoren auf der Oberfläche des Handschuhs zu fixieren oder sie in der äußersten Schicht zu integrieren. Die Versuche mit PVC lassen vermuten, dass sich künstliche Polymere bzw. Ionomere



Abb. 4: Handschuh mit Polysilan-Beschichtung nach Kontakt mit Natronlauge

mit PVC und dem Indikator Phenolphthalein schließen.

Inzwischen konnte ein weiteres Verfahren zu Beschichtung der Handschuhe getestet werden. Mittels Sol-Gel-Beschichtung war es auf Basis von Polysilanlacken möglich, einen Indikator auf die Oberfläche von Einweghandschuhen aufzutragen. Auf Kontakt mit Säuren und Basen reagierte der Indikator äußerst schnell (siehe Abb. 4). Die unkontaminierte Beschichtung erwies sich als recht abriebbeständig.

Zum Zeitpunkt des Gelatine-Prototyps wurden der Handschuh und die damit verbundene Idee als Gebrauchsmuster angemeldet. Nach der erfolgreichen Beschichtung mittels Polysilanlacken wurde ein Patent angemeldet.

### Danksagung

An dieser Stelle möchte ich mich nochmals herzlich beim Bischöflichen Willgis-Gymnasium Mainz, bei der Jufo-AG und besonders bei Dr. Michael Küpper für die Unterstützung und Betreuung meiner Arbeit bedanken!

wie Nafion aufgrund ihrer besonderen Eigenschaften für diese Anwendung eignen könnten. Bisher ungelöst ist das Problem, dass der favorisierte Indikator Phenolphthalein als krebserregend eingestuft ist.

Das große Ziel, dass der Handschuh nach der Anzeige von Säuren oder Basen wieder abgewaschen werden kann, dabei seine Verfärbung verliert und weiter einsetzbar bleibt, ist realistisch. Dies lässt sich aus den Versuchen

### Literatur/Quellen:

- [1] Antje Galuscha, „Biochemie für Ahnungslose“ Hirzel Verlag Stuttgart 2008
- [2] Theodore L. Brown, H. Eugene LeMay und Bruce E. Bursten, Chemie, 10. aktualisierte Auflage, Pearson Studium 2007
- [3] Werner Eisner, Paul Gietz, Marianne Glaser, Axel Justus, Klaus Laitenberger, Klaus-Jütgen Liebenow, Werner Schierle, Rainer Stein-Bastuck, Michael Sternberg; Elemente Chemie II Gesamtband, 1. Auflage Klett Verlag 2007
- [4] „Lexikon der Chemie“, Spektrum Akademischer Verlag 1998
- [5] Hermann J. Roth, Gottfried Blaschke, „Pharmazeutische Analytik“ 2. überarbeitete Auflage, erschienen im Georg Thieme Verlag 1981
- [6] Alfred Jenette und Wolfgang Glöckner, Praxis Schriftenreihe Chemie Band 13: Farbe, Farbstoff, Färben, 4. neubearbeitete Auflage, Aulis Verlag Deubner 1983
- [7] „Römpps Chemie Lexikon“, 7. Auflage Frank'sche Verlagshandlung Stuttgart 1972
- [8] „Römpps Lexikon Chemie“, 10. Auflage im Thieme Verlag 1997
- [9] „Stoeckert Kunststofflexikon“ 9. Auflage im Carl Hanser Verlag München Wien 1997