Seifen und Waschmittel

THE ORDER OF THE BATH

Westfälische Wilhelms-Universität Münster
FB 12: Institut für Didaktik der Chemie
Seminar: Schulorientiertes Experimentieren
Dozent: Prof. Dr. Harsch
Wintersemester 2007/2008

Thema der Unterrichtsreihe:

Seifen und Waschmittel

Dörthe Diers
Stadtlohnweg 33
Whg. 46
48161 Münster
Tel-Nr. 02514807155
E-Mail: dorod@gmx.net
Matrikelnr. 289486

Angela Curcio
Isolde-Kurz-Straße 145
Whg. 200
48161 Münster
Tel-Nr. 02533919506
E-Mail: angela.c@gmx.de
Matrikelnr. 297032

Sandra Flechtker
Schillerstraße 28
48317 Drensteinfurt
Tel-Nr. 016096687461
E-Mail: SFlechtker@web.de
Matrikelnr. 317605

Inhaltsverzeichnis

1. Begründung der Themenwahl 5
2. Vorwissen 6
3. Ziele der Unterrichtseinheit 7
4. Übersicht über die Unterrichtseinheiten 8
5. Seifenherstellung 9
5.1. Industrielle Seifenherstellung 11
6. Geschichte der Seife 12
7. Wirkungsweise von Seifen 14
8. Inhaltsstoffe der Waschmittel / Tenside 16
8.1. Tenside 17
8.2. Wasserhärte 19
9. Umwelt und Waschmittel 21
9.1. Detergentiengesetz 21
9.2. Phosphathöchstmengenverordnung 22
10. Nachteile beim Waschen mit Seife 24
11. Wissenssicherung und Ergebnisse 25
12. Literaturverzeichnis 26
13. Versuche 27
13.1. Getestete Versuche: 27
13.1.1. Herstellen einer einfachen Waschlauge aus Asche 27
13.1.2. Herabsetzen der Oberflächenspannung des Wassers 29
13.1.3. Emulgiervermögen von Seife 31
13.1.4. Dispergiervermögen von Seife 32
13.1.5. Basische Reaktion von Seife mit Wasser 33
13.1.6. Reaktionen von Seifenlösungen mit Säuren und Basen 34
13.1.7. Nachweis von kationischen, anionischen und nichtionischen Tensiden in Reinigungsmitteln 36
13.1.8. Vollwaschmittel enthärten Wasser 38

13.1.9. Nachweis von Soda in Waschmitteln 40
13.2. Nicht getestete Versuche.....42
13.2.1. Nachweis von Glycerin nach der Verseifung eines Fettes 42
13.2.2. Untersuchen von Kernseife auf die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff 44
13.2.3. Wirkung von Buildern 46
13.2.4. Sauerstoff aus Fleckensalz 48
13.2.5. Reduktionswirkung von Natriumdithionit in Entfärbern.....50
13.2.6. Nachweis von Soda in Waschmitteln 51
13.2.7. Nachweis von Alkalien, Tensiden und Bleichmitteln in Scheuermitteln 53
13.2.8. Sauerstoff aus Fleckensalz 55
13.2.9. Seife in hartem und weichem Wasser.....57
14. Definitionen 58
15. Arbeitsblätter.....60

1. Begründung der Themenwahl

Das Thema Seife und Waschmittel kann wegen seines Alltagsbezuges besonders ausführlich behandelt werden. Die Seife ist schließlich eine Alltagschemikalie, die jeder kennen und nutzen sollte; ob bei der täglichen Körperpflege oder beim Waschen von Textilien.

Bei der Behandlung des Themas sind nicht nur die positiven Seiten des Reinigens und des Pflegens hervorzuheben, sondern auch die Umweltprobleme, die mit den Seifen, Tensiden (waschaktive Substanzen, die nicht nach dem „gewöhnlichen“ Verfahren aus „natürlichen Substanzen“ wie Fett und Natronlauge hergestellt werden) und Waschmittelzusätzen einhergehen.

Neben diesen praxisbezogenen Gesichtspunkten bietet das Thema aber auch die Möglichkeit viele verschiedene Aspekte der Chemie zu behandeln. Haben sich die Schüler einmal mit der Zwitterstruktur des Seifenanions vertraut gemacht und die Regeln, die für die Löslichkeit gelten begriffen, so kann das typische Grenzflächenverhalten der Seifenanionen mit ihnen erarbeitet werden. Auch die Folgen dieses Verhaltens, das Ablösen hydrophoben Schmutzes und die Emulgier- und Suspendierfähigkeit kann von den Schülern erarbeitet werden.

Ein weiterer positiver Aspekt des Themas ist die mögliche (eigentlich auch nötige) Reaktivierung von Vorwissen. So können rein chemische Gesichtspunkte wie Salzcharakter, Säurestärke der Fettsäuren und die damit verbundene Baseneigenschaften der Anionen (Salze aus einer starken Base und einer schwachen Säure, wie z.B. das Natriumacetat, reagieren alkalisch und die Schüler könne ihr Vorwissen aus der Anorganik auf organische Moleküle transferieren) und die Esterbildung wiederholt werden.

2. Vorwissen

In allen von uns begutachteten Lehrbüchern wird das Thema Seife und Waschmittel in den letzten Kapiteln behandelt. Es ist also im Chemieunterricht für das letzte Schuljahr vorgesehen. Dies halten wir ebenfalls für sinnvoll.

So müssen die Schüler natürlich mit den Stoffumwandlungen, also der chemischen Reaktion und den chemischen Bindungen vertraut sein.

Säuren, Laugen und die Neutralisationsreaktion müssen ebenfalls beherrscht werden.

Die Kohlenwasserstoffe, die Alkane und Alkene, werden ebenfalls vor dem Thema Seife und Waschmittel behandelt.

Besonders wichtig für die Schüler ist die Kenntnis über die wichtigsten funktionellen Gruppen, wie den Alkoholen und den Carbonsäuren.

Voraussetzung für das Thema der Seife und Waschmittel sind die Esterbildung und der Aufbau bzw. die Eigenschaften der Fette.

Des Weiteren sollten die Schüler den Aufbau von Wassermolekülen und deren Eigenschaften und Struktur kennen.

Die Schüler sollten ebenfalls die spezifischen Nachweisreaktionen wie z. B. den Cernitrat- oder Kupfertest kennen.

In einer 10. Klasse sollte man ebenfalls erwarten, dass die Schüler Versuche selbstständig und mit den gegebenen Vorschriften, wie z. B. Laborvorschriften und Versuchsvorschriften, sicher durchführen können.

3. Ziele der Unterrichtseinheit

Die Schüler sollten wissen, was Seifen sind und wie sie *hergestellt* werden.

Sie sollten die *Eigenschaften* von Seife nennen und Versuche zur Feststellung der Eigenschaften angeben können.

Der *Aufbau* der Seifenanionen soll beschrieben werden können.

Die Schüler sollten nach der Unterrichtseinheit verstehen, was man unter *Grenzflächenspannung* versteht und wie sie zustande kommt. Die Schüler müssen Versuche zum Grenzflächenverhalten der Seifenanionen angeben und die Ergebnisse erklären können.

Auch die Begriffe *Dispergier-* und *Emulgierfähigkeit* müssen in Bezug auf das Schmutztragevermögen erklärt werden können.

Die Schüler sollen ebenfalls die *Nachteile* von Seifen kennen.

Sie sollen wissen, was *Tenside* sind, wie diese aufgebaut sind und was sie für Vor- oder Nachteile gegenüber der Seife haben.

Wichtig ist ebenfalls, dass die *Bestandteile eines modernen Waschmittels* bekannt sind und die Schüler auch deren Funktionen angeben können.

4. Übersicht über die Unterrichtseinheiten

In diesem Abschnitt geben wir eine Übersicht über die Einteilung des Lehrmaterials in Unterrichtseinheiten und Stunden. Je nach Vorliebe kann die Lehrkraft diese Einteilung umstellen, da dies nur ein Vorschlag ist.

<u>1. + 2. Stunde:</u>

- Einführung ins Thema:
  - Seifenherstellung
  - Geschichte zur Seife

<u>3. + 4. Stunde:</u>

- Wirkungsweise von Seifen:
  - Animation
  - Versuche:
    - Herabsetzen der Grenzflächenspannung zwischen Wasser und Luft
    - Emulgiervermögen von Seife
    - Reaktion von Seifenlösung mit Säuren und Basen
- Inhaltsstoffe der Waschmittel / Tenside

<u>5. + 6. Stunde:</u>

- Umwelt und Waschmittel
  - Detergentiengestetz
  - Phosphathöchstmengenverordnung
- Nachteile beim Waschen mit Seife
  - Hartes Wasser
  - Kalkseife
- Ergebnisse zusammenfassen
- Wissenssicherung

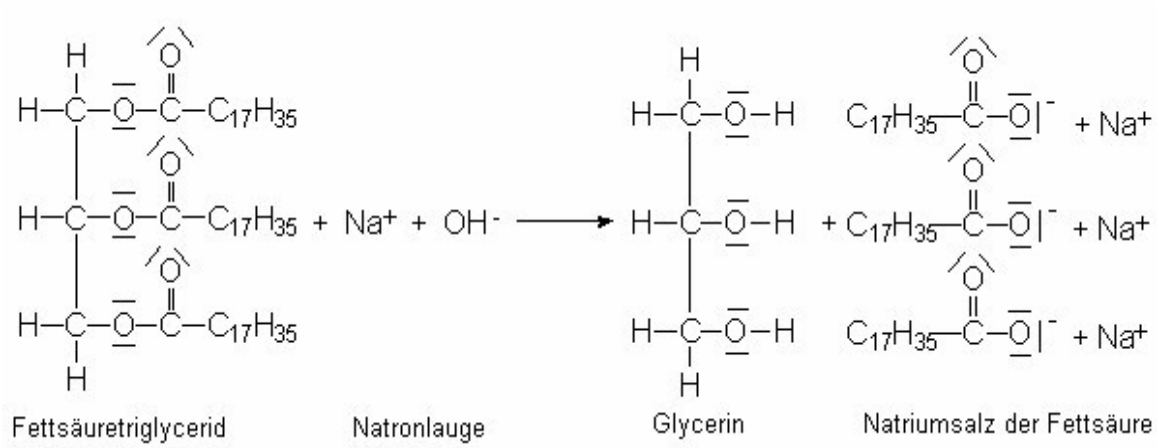
5. Seifenherstellung

Für die erste Stunde der Unterrichtsreihe kann man den Schülern eine Kokosnuss, eine Packung Palmin, also Kokosfett, und eine handelsübliche Handseife auf den Lehrertisch legen und zeigen.

Die Schüler sollten sich dann mindestens zwei Fragen stellen: In welchem Zusammenhang stehen Kokosnuss, Kokosfett und Seife zueinander? Was hat die Seife mit dem Fett gemeinsam? Die meisten Schüler werden wissen, dass man mit Seife einen Fettfleck aus der Wäsche entfernen kann aber die wenigsten werden wissen, dass man aus dem „Fleckenteufel“ Fett den Fleckenentferner Seife herstellen kann. Und dies soll mit einem Versuch getestet werden. Vor dem Versuch jedoch sollte man noch den Aufbau und die Eigenschaften des Fettes auffrischen. Nach dem Schülerversuch zur Herstellung von Seife (siehe Versuch aus dem OC-Skript) mit Palmin und Natronlauge sollen mit Edukt (Kokosfett) und Produkt Nachweisreaktionen durchgeführt werden. So sollten die Schüler die Fettleckprobe und den Schaumtest durchführen und mit pH-Papier den pH-Wert messen.

Nach den Versuchen soll die Reaktion mit den Schülern erarbeitet und an der Tafel oder auf Folie gesichert werden. So sollen die Schüler lernen, dass die Ausgangsstoffe für die Seifenherstellung pflanzliche Öle oder tierische Abfallfette und Natron- bzw. Kalilauge sind. Bei dieser Reaktion von Fett und Lauge werden die Fette als „natürliche“ Ester in Glycerin und Fettsäuren gespalten. Diesen Reaktionstypus nennt man auch Esterhydrolyse oder Verseifung. Die Fettsäuren bilden mit den Laugen die entsprechenden Natrium- oder Kaliumsalze, die Seifen. Dabei erhält man mit Natronlauge feste Kernseife, mit Kalilauge dagegen weichere Schmierseife. Die ausführliche oder simplifizierte Reaktionsgleichung soll ebenfalls behandelt werden, so dass jeder Schüler diese in sein Heft einträgt.

Reaktionsgleichung:



Da im Versuch die Seife mit gesättigter Kochsalzlösung versetzt wurde, muss die Aussalzung ebenfalls besprochen werden. Die Schüler sollen erfahren, dass hierbei die wasserlösliche Seife von dem ebenfalls wasserlöslichen Glycerin getrennt wird. Dies geschieht eben durch den Kochsalzzusatz. Durch den Überschuss an - in diesem Falle - Natrium-Ionen, die auch schon durch die Seifenionen in der Lösung enthalten sind, wird die Löslichkeit eines Salzes in der Regel herabgesetzt (→ Gleichioniger Zusatz). Es bildet sich ein fester Seifenkern und eine wässrige Unterlauge, die das Glycerin enthält. Glycerin, als dreiwertiger Alkohol, kann dann mit dem bekannten Cernitrat-Reagenz nachgewiesen werden. Auch der Kupfersulfattest für benachbarte Alkoholgruppen kann durchgeführt werden.

In der zweiten Stunde, falls dies keine Doppelstunde ist, soll zum Einstieg eine kurze Wiederholung der ersten Stunde stattfinden. Dann soll die Geschichte der Seife aufzeigen, ob und wie sich die Vorgehensweise bei der Seifenherstellung im Vergleich zur heutigen industriellen Herstellung verändert hat.

Die Schüler sollen sehen, wie leicht es ist eine Seifenlauge herzustellen und dass auch sie dies ganz einfach tun können (Versuch 13.1.1 „Herstellen einer einfachen Waschlauge aus Asche“). Dafür sollen die Schüler im Versuch Holzasche und Wasser in einem Becherglas mischen und beobachten, dass tatsächlich eine alkalische Lösung entsteht. Holzasche enthält nämlich neben mehreren anderen Salzen Pottasche. Sie reagiert in wässriger Lösung alkalisch.

Reaktionsgleichung: $K_2CO_3 + H_2O \rightarrow 2\ K^+ + HCO_3^- + OH^-$

Im Schmutz enthaltene Fette werden zu den Kaliumsalzen der Fettsäuren und Glycerin hydrolysiert.

5.1. Industrielle Seifenherstellung

In modernen Verfahren wird Seife in zwei Stufen hergestellt. Zunächst werden die Fette mit 180°C heißem Wasserdampf in Druckkesseln durch Hydrolyse gespalten. Nach dem Abkühlen lassen sich die unlöslichen Fettsäuren vom löslichen Glycerin leicht abtrennen.

In einer zweiten Stufe wandelt man die so gewonnenen Fettsäuren mit Natronlauge (Laugenverfahren) oder mit dem billigeren Natriumcarbonat (Carbonatverfahren) in Seife um.

<u>Reaktionsgleichung:</u>

$$2\ C_{17}H_{35}COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2\ C_{17}H_{35}COO^-\ Na^+ + CO_2 + H_2O$$

(Die durch Spaltung von Fetten gewonnenen Fettsäuren reichen aber nicht aus, um den heutigen Seifenbedarf zu decken. Daher werden zusätzlich langkettige Alkane (Paraffine) durch katalytische Oxidation in Fettsäuren umgewandelt.)

Die gewonnene Seifenmasse muss nun getrocknet werden. Nach der Trocknung wird die Seifenmasse durch ein Lochblech gepresst. Hierbei erhält man ein weißes Seifengranulat. Diesem Seifengranulat mischt man Parfümöl und Farbstoffe unter. Die noch warme Seifenmasse wird zu einem Strang gepresst und anschließend in kleine Stücke zerschnitten. Diese kühlt man mit kalter Luft, damit sie fest werden. Eine Stanze formt daraus handliche Seifenstücke. Sie werden in einer Verpackungsmaschine automatisch in Papier gewickelt oder in Kartons verpackt. Zur industriellen Seifenherstellung gibt es auch ein Arbeitsblatt, das man den Schülern nach der Besprechung reichen könnte (siehe Kapitel 14).

Auch kann man die Bilder der industriellen Seifenherstellung auf der Homepage „Der Sendung mit der Maus“ zeigen.

(http://www.wdrmaus.de/sachgeschichten/seife/)

6. Geschichte der Seife

Ein Lehrer kann das erste überlieferte Rezept einer Seife als Bild zeigen, das auf einer Tonschiefertafel aus dem Jahr 2500 v. Chr. steht. Auf diesem steht geschrieben, dass man 1 Liter Öl mit der fünfeinhalbfachen Portion Pottasche vermischt um ein Waschhilfsmittel zu erhalten.

Dann kann er zeigen, dass und wie schon die alten Ägypter Wäsche wuschen.

Auch die Römer und die Griechen reinigten Jahrhunderte lang ihre Wäsche mit der so genannten Aschelauge und salbten ihre Körper mit Öl.

Die Araber stellten durch Kaustifizieren (= alkalisch machen) von Soda oder Pottasche mit Calciumhydroxid die feste Kaliseife her.

Dann kann man ein Bild einer mittelalterlichen Seifensiederei aus dem Mittelmeerraum zeigen, in der aus Olivenöl, Meerespflanzenasche (Sodalieferant) und Duftstoffen Toilettenseife hergestellt wurde.

Durch die Entwicklung des Leblanc-Verfahren (Herstellung von Soda), später Solvay-Verfahren genannt, von Nicolas Leblanc 1790 und der Einfuhr billiger

Fettrohstoffe aus tropischen Ländern konnte die Seifenproduktion in Massen stattfinden.

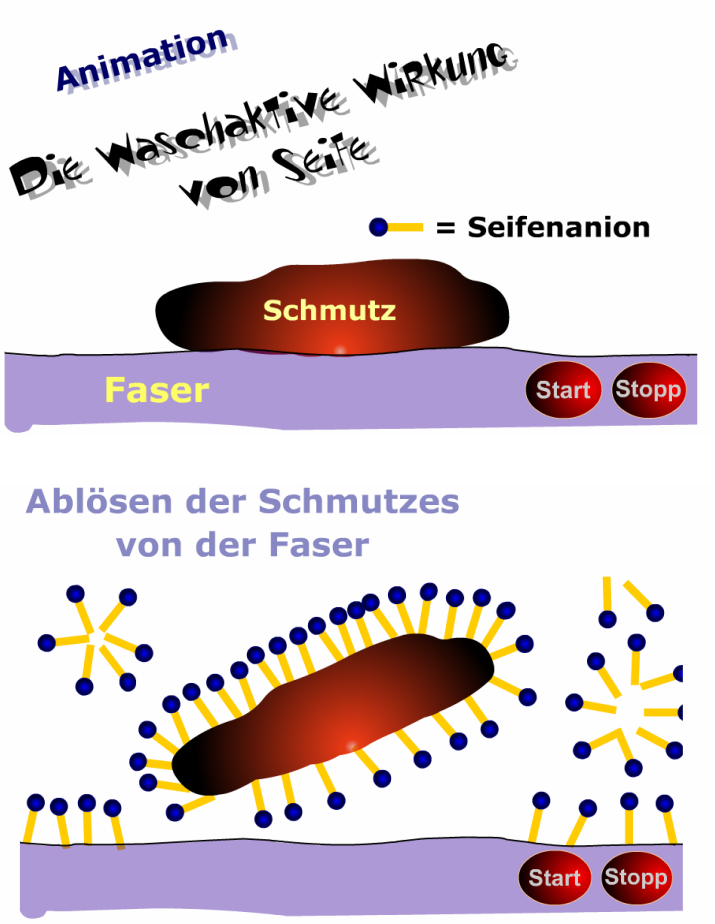
In unserem Gebiet wurde die Wäsche noch im 20 Jhd. mit Holzasche und mechanischer Reinigung gewaschen.

1858 entwickelte Hamilton Smith eine Trommelwaschmaschine. Diese wurde noch durch mechanische Kraft angetrieben.
Durch die Entwicklung der elektrischen Waschmaschine um 1901 durch den Amerikaner Alva J. Fisher wurde das Waschen weiter erleichtert. Jedoch waren diese erst ab 1946 in Amerika und 1951 in Deutschland auf dem Markt und sehr teuer.

Die Entwicklung der verschiedensten Waschmittel und Waschmaschinen wird auch in Zukunft weiter geführt.

7. Wirkungsweise von Seifen

Um die Wirkungsweise der Seifen zu verdeutlichen kann der Lehrer ein Video zeigen, das die Waschwirkung der Seife auf Molekül- und Tröpfchenebene erklärt (hier Screenshots des Videos).



Bei diesem Film sieht man deutlich, dass der Schmutz von den Seifenanionen (=Tensid) umgeben wird, um in Lösung zu gehen, denn ein Ende der Tenside ist hydrophob (wassermeidender Kohlenwasserstoffrest) und das andere Ende hydrophil (wasserliebend). Das hydrophobe Tensidende lagert sich an den Schmutz und an die Faser an, womit das hydrophile Tensidende in das Wasser reicht und somit das Zusammenklumpen und Absinken (= Sedimentieren) sowie das erneute Anhaften an anderen festen Oberflächen hemmt, die selbst mit einer „Tensidschicht“ belegt sind. Die restlichen „freien“ Seifenmoleküle bilden innerhalb des Wassers oft sehr kleine Tröpfchen, die so genannten Mizellen, wobei die hydrophilen Enden sich zum Wasser hin ausrichten, während die hydrophoben Enden im Inneren der Tröpfchen angeordnet sind.

- Da es ein stummer Film ist, kann der Lehrer dies während des Films erklären.
- Die Lehrkraft kann dann das Arbeitsblatt „So wirken Tenside“ (siehe Kapitel 14 „Arbeitsblätter“) in die Klasse hineinreichen, um sie die Wirkungsweise der Seifenanionen verbal erläutern zu lassen.
- Der Lehrer kann auch das Arbeitsblatt nehmen und die Bilder als Puzzle auf dem Blatt verteilen. Dann lässt er die Schüler alles in richtiger Reihenfolge

sortieren. Auch können Texte zu den Bildern geben werden, die zu dem entsprechenden Bild gestellt werden müssen.

Dann kommen die Versuche, die die Wirkungsweise der Seife an praktischen Beispielen erläutern:

- So wird gezeigt, dass Spülmittel die Oberflächenspannung des Wassers zerstört und dadurch das Wasser besser wäscht (siehe Kapitel. 13.1.2 „Herabsetzen der Oberflächenspannung des Wassers“).
- Weitere Versuche zeigen die Emulgierfähigkeit (siehe Kapitel 13.1.3 „Emulgiervermögen von Seife“) und die Dispergierfähigkeit (siehe Kapitel 13.1.4 „Dispergiervermögen von Seife“) von Seife auf. So kann Öl mit Wasser gemischt werden, wenn Seifenlösung als Emulgator eingesetzt wird, ohne dass sich wieder zwei Phasen bilden.

  Hier kann man die Begriffe „Emulgator“ (Schülerdudendefinition siehe Kapitel14) und „disperses System“ (Schülerdudendefinition siehe Kapitel14) einführen und erläutern.
- Durch den Versuch „Reaktionen von Seifenlösungen mit Säuren und Basen“ (Kapitel 13.1.6) kann man zeigen, dass Säuren und Basen auf die Wascheigenschaft der Seife wirken, denn mit Säure versetzt bilden sich schwer lösliche Fettsäuren, womit eine Waschwirkung nicht gegeben ist. Durch die Neutralisation mit einer Base wird die Waschwirkung wieder hergestellt.

  Hieran kann der Lehrer Säuren und Basen sowie die Neutralisation wiederholen und den Schülern noch einmal ins Gedächtnis rufen.

Man kann auch aus dem beigefügten Fundus im Anhang oder aber auch aus den Schulbüchern andere Versuche heraussuchen, die die Wirkungsweise von Seifen aufzeigen.

8. Inhaltsstoffe der Waschmittel / Tenside

Nachdem im Unterricht über natürliche Tenside, zum Beispiel Seifen gesprochen wurde, kann der Lehrer den Schülern die Frage stellen, warum man heutzutage nicht einfach mit Seife die Wäsche in der Maschine wäscht, sondern Waschmittel benutzt. Außerdem bietet sich die Frage an, warum es so viele verschiedene Arten von Waschmitteln gibt.

Die Schüler werden sicherlich anmerken, dass Waschmittel zusätzliche Inhaltsstoffe haben und unterschiedliche Waschmittel aus verschiedenen Stoffen zusammengesetzt sind. (Hausaufgabe der letzten Stunde: „Schaut bei euch zu Hause nach und schreibt die Inhaltsstoffe der Waschmittel auf.“) Das kann der Lehrer zum Anlass nehmen, den Schülern die wichtigsten Inhaltsstoffe von Waschmitteln und deren Wirkungen zu nennen und diese an der Tafel oder auf einer Folie festzuhalten. Da diese Stoffe experimentell nur schwer zu bestimmen sind, bietet sich zunächst keine experimentelle Untersuchung an.

Folgende Liste ergibt sich:

<u>Inhaltsstoffe von Waschmittel:</u>

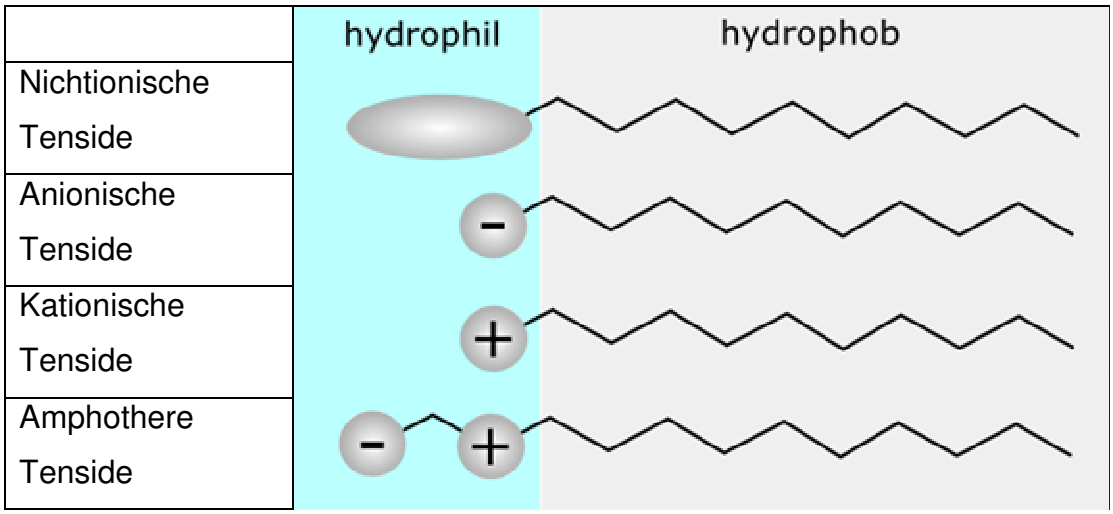
1. Tenside als waschaktive Substanzen
2. Wasserenthärter/ Builder
3. Waschalkalien zur Erhöhung des pH- Wertes
4. Enzyme zur Entfernung von eiweiß- und stärkehaltigen Flecken
5. Schmutzträger
6. Silikone als Entschäumer
7. Duftmittel
8. Streckmittel

Im weiteren Unterrichtsverlauf kann der Lehrer auf einige der aufgelisteten Stoffe genauer eingehen.

8.1. Tenside

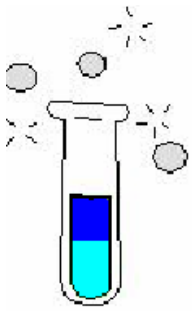
Beim Thema Tenside bietet es sich an, den Schülern kurz die vier unterschiedlichen Tensidgruppen vorzustellen und auf deren polare Gruppen einzugehen. Dies bietet die Möglichkeit zur Wiederholung der polaren Gruppen. Zur Verdeutlichung kann auch eine vereinfachte Zeichnung angefertigt und folgende Tabelle verwendet werden, wobei man die amphoteren Tenside zur Vereinfachung erst einmal außen vor lässt:

nichtionische Tenside	–OH (Alkohol) und –O– (Ether)
anionische Tenside	$–COO^-$ (Carboxylat), $–SO_3^-$ (Sulfonat) oder – OSO_3^- (Sulfat)
kationische Tenside	R_4N^+ (quartäre Ammonium-Gruppe)
amphotere Tenside (zwitterionische Tenside)	meist $–COO^-$ (Carboxylat) und R_4N^+ (quartäre Ammonium-Gruppe)

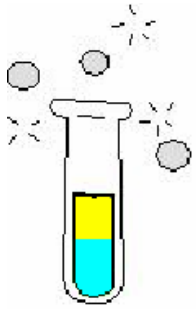


Um diese unterschiedlichen Tensidgruppen unterscheiden zu können, kann man einen Indikator herstellen, der zur Hälfte aus Methylenblau und zur Hälfte aus Methylorange besteht. Der Indikator wird zur angesäuerten

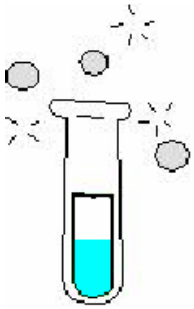
Tensidprobelösung gegeben und mit Essigsäureethylester überschichtet. (siehe Versuch 13.1.7). Je nach vorliegendem Tensid färbt sich die obere Phase blau, gelb oder bleibt farblos.



anionisches Tensid



kationisches Tensid



nichtionisches Tensid

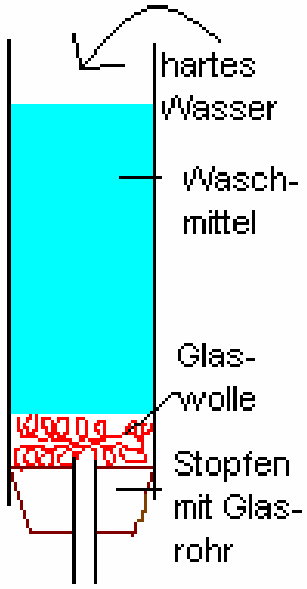
Der Indikator beruht darauf, dass sich Methylenblau und Methylorange nicht in lipophilen Stoffen wie Essigsäureethylester lösen. Außerdem ist in der Struktur von Methylenblau eine positiv geladene, in der Struktur von Methylorange eine negativ geladene Gruppe vorhanden. Gibt man jetzt ein Tensid zum Indikator, löst sich der jeweilige Farbstoff in der lipophilen oberen Phase. Methylenblau löst sich beim Vorhandensein eines anionischen Tensids und färbt somit den Ester blau, Methylorange löst sich mit Hilfe eines kationischen Tensids und färbt die obere Phase gelb. Wenn die obere Phase sich nicht färbt, ist entweder ein nichtionisches Tensid vorhanden, oder es liegt gar kein Tensid vor.

Diesen Versuch kann der Lehrer den Schülern vormachen und so die Tensidgruppen unterscheiden lassen, jedoch ist ein kationisches Tensid eher selten. Wenn die Zeit es zulässt, bietet es sich auch an, verschiedene Proben mit Hilfe des Indikators von Schülergruppen untersuchen zu lassen und diesen Versuch als Schülerversuch durchzuführen. (Achtung: Methylorange ist giftig, Methylenblau gesundheitsschädlich. Die Stoffe sollten nicht in den Ausguss gegeben werden!)

Die Auswertung des Versuchs kann zunächst durch die Schüler selbst erfolgen, der genaue Vorgang kann vom Lehrer erläutert werden. Dazu sind die genauen Strukturformeln nicht notwendig, eventuell genügt eine vereinfachte Zeichnung.

8.2. Wasserhärte

Ein weiteres Thema, welches sich zur Behandlung im Unterricht anbietet ist das Thema der Wasserenthärtung durch Waschmittel. Dieses Thema ist vor allem dann interessant, wenn das Thema Wasserhärte zuvor im Unterricht behandelt wurde. Dann kann man an dieser Stelle eine kurze Themenwiederholung einfügen. Der Nachweis, dass Waschmittel Wasser enthärten gelingt durch einen einfach durchzuführenden Versuch.

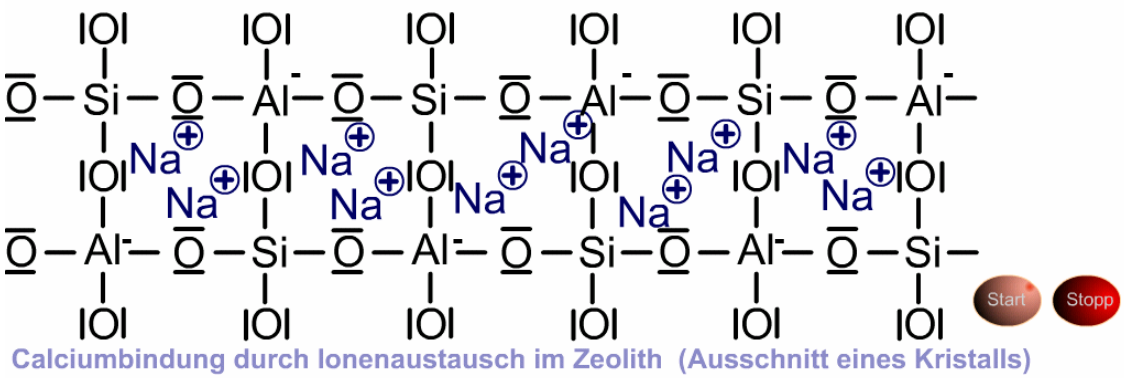


Dazu wird die Härte von Wasser mit Hilfe eines Teststäbchens gemessen. Sollte man in einem Gebiet mit sehr weichem Wasser leben, kann man durch Lösen eines Calciumsalzes hartes Wasser simulieren. Dann wird die Wasserprobe über Waschmittel geleitet, anschließend misst man wieder die Wasserhärte (siehe Versuch 13.1.8).

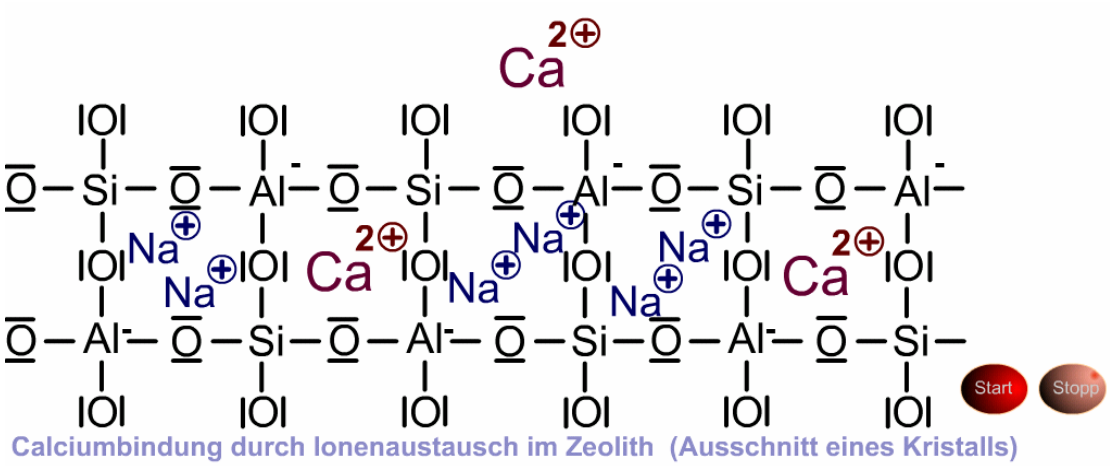
Der Versuch zeigt deutlich, dass Waschmittel tatsächlich Wasser enthärten. Den Waschmitteln sind Stoffe zugefügt worden, die die Calcium-Ionen des harten Wassers durch Natrium-Ionen ersetzten. Dafür benutzt man heute Zeolithe, kristalline Alumosilikate, die eine komplexe Gitterstruktur bilden. In dieser Struktur sind die Natrium-Ionen enthalten, die gegen Calcium-Ionen ausgetauscht werden.
Das Prinzip und die Struktur der Zeolithe brauchen die Schüler nicht zwingend lernen. Es reicht, wenn sie das Phänomen der Wasserenthärtung durch Waschmittel verstanden haben.

Zur Verdeutlichung kann man den Film zum Ionenaustausch zeigen, wobei es nicht so sehr auf die Strukturformel des Zeolithe-Kristalls ankommt, sondern eher auf das Prinzip.
Hier (Screenshots des Films) wird oberhalb des Kristalls das harte Wasser entlang geleitet. Ein Ca^{2+}-Ion wird durch 2 Na^{+}-Ionen ausgetauscht. Als Anionen dienen im Kristall die Al^{-}-Ionen. Leider ist hier das Kristall auch nur aus der 2D-Perspektive zu sehen.

Zeolithe-Kristall vor dem Ionenaustausch:



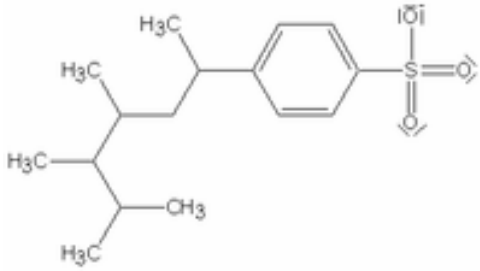
Zeolithe-Kristall während des Ionenaustausches:



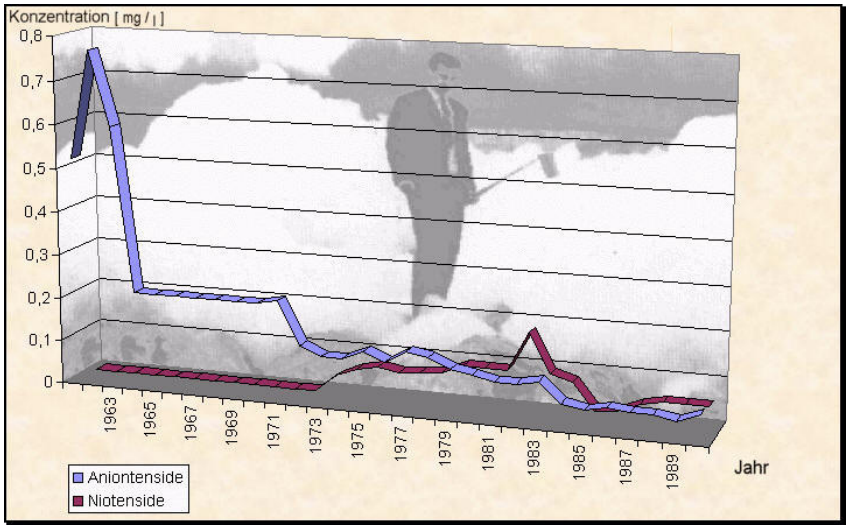
9. Umwelt und Waschmittel

9.1. Detergentiengesetz

Da in den 60er Jahren auf Flüssen und Seen Schaumberge zu betrachten waren, ist auch das Thema Umwelt im Hinblick auf Waschmittel in der Unterrichtseinheit „Seifen und Waschmittel“ zu betrachten. Das damalige verwendete synthetische Tensid Tetrapropylenbenzolsulfonat war Verursacher dieser Schaumberge, denn es ist langkettig und verzweigt, womit die Mikroorganismen es nicht abbauen können. So wurde 1964 das so genannte Detergentiengesetz beschlossen. In diesem Gesetz wird festgelegt, dass mindestens 80 % der Tenside eines Waschmittels biologisch abbaubar sein müssen. Heutzutage werden nur noch Tenside mit unverzweigten Seitenketten hergestellt.



Die Lehrkraft kann zur Verdeutlichung dieser Notwendigkeit nicht nur Bilder der Schaumberge, sondern auch die rechts stehende Grafik, die die Tensidkonzentration in der Ruhr von 1962 – 1991 aufzeigt, zeigen.



Des Weiteren kann der Lehrer den Schülern die Aufgabe geben diese Grafik zu erläutern.

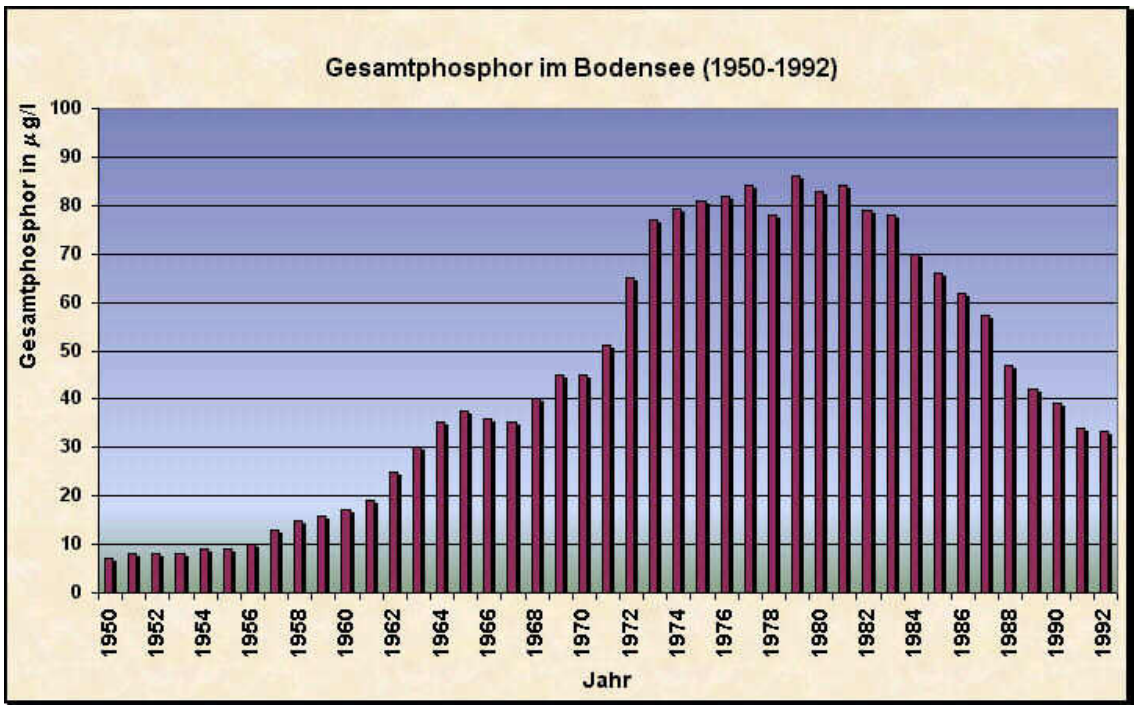
9.2. Phosphathöchstmengenverordnung

Auch durch die Überdüngung der Gewässer durch Phosphor- und Stickstoffverbindungen und dem dadurch bedingten Umkippen der Flüsse und Seen wurde 1980 eine Phosphathöchstmengenverordnung verabschiedet, wodurch dann stufenweise die Phosphatmenge in Waschmitteln reduziert wurde. Heute gibt es nur noch phosphatfreie Waschmittel.

Eutrophierungserscheinungen im nördlichen Bereich des Kaspischen Meeres östlich der Wolgamündung, Algenblüte durch hohe Düngerzufuhr (Satellitenaufnahme von 2003)

Auf dem Bild rechts erkennt man deutlich die Algendecke, die durch die Überdüngung entstand und durch die im See nicht genügend Sauerstoff für die anderen Wasserlebewesen vorhanden ist, wodurch diese sterben.

Zur Verdeutlichung der Phosphorbelastung kann der Lehrer die folgende Abbildung zeigen und die Schüler Rückschlüsse ziehen lassen.



Des Weiteren kann aufgezeigt werden, dass durch das Wäsche-Waschen über 1 Millionen Tonnen Verbrauch an Waschmitteln, Weichspülern und Reinigungsmitteln pro Jahr und etwa 600 Millionen Liter Wasser, sowie 8 % des Stromverbrauchs die Umwelt belasten.

Dann kann man Tipps geben, die man beim Wäsche-Waschen einhalten sollte, damit die Umwelt nicht zu sehr belastet wird.

10. Nachteile beim Waschen mit Seife

Da Schüler lernen sollten, sich kritisch mit den Unterrichtsinhalten auseinander zu setzen, ist es wichtig, möglichst häufig auch die Nachteile der Themeninhalte anzusprechen, über das sonst eigentlich positiv berichtet wird. Dieses Thema bietet hierfür eine gute Möglichkeit.

In der vorhergehenden Stunde haben die Schüler etwas zu den Umweltbelastungen durch Waschmittel gehört. Jetzt kann der Lehrer als Denkanstoß die Frage stellen, warum man nicht einfach weiter mit „normaler" Kernseife wäscht, wenn doch das Benutzen von Waschmitteln ein so großes Problem für die Umwelt darstellt. So sollen die Schüler animiert werden, über die Nachteile nachzudenken, die beim Waschen mit Seife entstehen. Den Schülern sind diese Nachteile zum Teil vielleicht aus eigenen Erfahrungen oder aus dem Fernsehen bekannt. Diese Nachteile kann man im Unterricht als Stichpunkte an der Tafel sammeln und dann im Einzelnen in Unterrichtsgesprächen erläutern.

- Ein Nachteil, der beim Waschen mit Seife besteht ist, dass Seife Hautreizungen hervorrufen kann. Der Grund hierfür ist der hohe pH-Wert einer Seifenlösung. Um dies den Schülern zu verdeutlichen kann man den pH-Wert einer Seifenlösung mit Indikatorpapier messen lassen.

  Bei diesem Nachteil muss man bedenken, dass heutige Seifen durch Zusätze nahezu pH-neutral sind. Deshalb muss man zum Messen des erhöhten pH-Wertes eine selbst hergestellte Seife oder ein Stück Kernseife, aber keine Flüssigseife verwenden.
- Der zweite Nachteil beim Waschen mit Seife ist, dass sie Naturfaser zerstört und Wolle verfilzt. Diesen Nachteil kann man einfach als Tatsache aufführen. Eine genaue Erklärung des Vorgangs ist nicht notwendig.
- Die Bildung von Kalkseifen von Seife mit hartem Wasser ist der dritte Nachteil. Die Calcium-Ionen des Wassers bilden mit den Seifen-Ionen eine schwer lösliche Kalkseife, die sich auf der Wäsche absetzt und diese grau und hart macht. Außerdem wird die Waschwirkung herabgesetzt, da die Seifen-Ionen nicht mehr für den Waschprozess zur Verfügung stehen.

  Dieses Phänomen bietet noch einmal die Möglichkeit zur Wiederholung der Wasserhärte und Wasserenthärtung durch Waschmittel.

11. Wissenssicherung und Ergebnisse

Der Lehrer kann in der letzten Stunde noch einmal alle Ergebnisse zusammentragen und einen Überblick geben. So kann man dann das Arbeitsblatt mit dem Rätsel hereingeben.

12. Literaturverzeichnis

- Wagner, Günter: Naturwissenschaftliche Reihe: Waschmittel, Chemie und Ökologie; Ernt Klett Schulbuchverlag, Stuttgart 1993.
- Frühauf, Dieter / Tegen, Hans: Blickpunkt Chemie; Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover 1993.
- Beergstedt, Christel / Dietrich, Volkmar / Liebers, Klaus: Naturwissenschaften Biologie Chemie Physik: Vom Waschen; Volk und Wissen Verlag, Berlin 2000.
- Tausch, Michael / von Wachtendonk, Magdalene: Chemie: Stoff Formel Umwelt Sekundarstufe 1; Bamberg 1996.
- Bäurle, Wolfram / Gietz, Paul / Himmler, Ursula / Hoppe, Barbara / Mentzel, Peter / Peppmeier, Reinhard / Schäpers, Bernd: Umwelt: Chemie: Lehrerband; Ernst Klett Schulbuchverlag; Stuttgart 1990.
- Greb, Ernst / Kemper, Alfred / Quinzler, Gottfried: Lehrerband: Umwelt: Chemie: Teil 2: Organische Chemie; Ernst Klett Schulbuchverlag; Stuttgart 1983.
- Frühauf, Dieter / Tegen, Hans: Blickpunkt Chemie: Lehrerband mit Kopiervorlagen: Teil B; Schroedel Verlag GmbH; Hannover 1996.
- Greb, Ernst / Kemper, Alfred / Quinzler, Gottfried: Umwelt: Chemie; Ernst Klett Schulbuchverlag; Stuttgart 1988.
- Schülerduden: Die Chemie: Ein Sachlexikon der gesamten Schulchemie; 2. überarbeitetet Auflage; Meyers Lexikonverlag; Mannheim / Wien / Zürich 1988.
- http://www.uni-essen.de/chemiedidaktik/S+WM/Index/Index.htm
- http://www.chemieunterricht.de/

13. Versuche

In diesem Kapitel des Anhangs haben wir die getesteten und ungetesteten Versuche zusammengestellt.

13.1. Getestete Versuche:

13.1.1. Herstellen einer einfachen Waschlauge aus Asche

Schülerversuch; 10 min.

Geräte

Becherglas (500 ml), Rührstab aus Glas, Leinenstoff.

Chemikalien

Holzasche, Wasser, Ruß, Universalindikatorpapier.

Durchführung

In einem Becherglas werden ca. 10 Esslöffel Holzasche mit 250 ml Wasser versetzt. Es wird mehrfach umgerührt.
Die Lösung wird mit den Fingern geprüft. Sie fühlt sich schlüpfrig an. Mit einem Universalindikatorpapier stellt man fest, dass es sich um eine alkalische Lösung handelt.
Anschließend schwenkt man ein mit Ruß angeschwärztes Stück Leinenstoff in der Lösung. Der Ruß wird hierdurch vom Gewebe entfernt und löst sich in der Waschlauge.

Auswertung

Die Verwendung von Holzasche zum Herstellen einer Waschlauge ist eines der ältesten Verfahren zum Waschen von Kleidung. Holzasche enthält neben mehreren anderen Salzen die Pottasche (K2CO3). Sie reagiert in wässriger Lösung alkalisch:

$$K_2CO_3 + H_2O \rightarrow 2\ K + + HCO_3^- + OH^-$$

Mit Hilfe der Lauge wird ein Teil der im Schmutz enthaltenen Fette zu den Kaliumsalzen der Fettsäuren und Glycerin hydrolysiert. Auf diesem Prinzip beruht auch die Seifenherstellung.

Literatur

H. Raaf, Chemie ganz einfach, Franckh'sche Verlagshandlung, Stuttgart 1982, 64.

Anmerkung

Leider ist bei uns das verschmutzte Stückchen Stoff nicht sauber geworden.

13.1.2. Herabsetzen der Oberflächenspannung des Wassers

Schülerversuch: 10 min.

Geräte

Becherglas (200 ml), Stecknadel, Rasierklinge, Büroklammer, Pinzette, Tropfpipette.

Chemikalien

Wasser, Spülmittellösung (w = 1 %).

Durchführung

Ein Becherglas wird nahezu randvoll mit Wasser gefüllt. Anschließend versucht man mit einer Pinzette kleine Gegenstände, wie z. B. eine Stecknadel oder eine Rasierklinge auf die Wasseroberfläche zu legen. Man muss hierbei sehr vorsichtig sein, denn sonst klappt es nicht. Auch muss man sehen, dass allen Dingen, die mit dem Wasser in Berührung kommen kein Spülmittel anhaftet. Sie schwimmen auf dem Wasser. Dann gibt man 1 Tropfen Spülmittellösung am Rand des Glases in das Wasser. Kurze Zeit später sinken die Gegenstände ab.

Auswertung

Im Gegensatz zu den Wassermolekülen im Innern der Flüssigkeit, deren Anziehungskräfte sich gegenseitig aufheben, sind die Wassermoleküle, die sich an der Grenzfläche zwischen Wasser und Luft befinden, einem Spannungszustand ausgesetzt, der wie eine dünne Haut wirkt. Deshalb können kleine Gegenstände, die vorsichtig auf die Wasseroberfläche gelegt werden schwimmen. Dasselbe beobachtet man auch bei den so genannten Wasserläufern (Insekten) auf Seen.

Durch die Tensidmoleküle der Spülmittellösung wird der Spannungszustand auf der Wasseroberfläche aufgehoben, da sie sich zwischen die Wassermoleküle schieben. Dabei ragt der wasserunlösliche Teil dieser Moleküle aus dem Wasser heraus, der wasserlösliche Teil bleibt im Wasser. Hierdurch wird die Grenzflächenspannung derart verringert, dass die Gegenstände nicht mehr auf der Wasseroberfläche schwimmen können.

Auch zwischen Wasser, Stoffgewebe und Schmutz existieren Grenzflächenspannungen, die mit Hilfe von Tensiden herabgesetzt werden.

Literatur

R. Blume, Chemie für Gymnasien, Organische Chemie Themenheft 1, Cornelsen Verlag, Berlin 1994, 34.

Anmerkung

Diesen Versuch kann der Lehrer auch auf dem Overheadprojektor ausführen.

Tip:

Mit einer Nadel funktioniert der Versuch auf jeden Fall. Eine Büroklammer jedoch schwimmt nur, wenn man mit einen Stückchen Tempo nachhilft, d. h. man legt eine Stück Tempo auf das Wasser und legt dann die Büroklammer darauf. Dann kann man das Tempostück untergehen lassen und die Büroklammer müsste schwimmen

13.1.3. Emulgiervermögen von Seife

Schülerversuch; 5 min.

Geräte

Reagenzgläser.

Chemikalien

Speiseöl, Seifenlösung, Wasser.

Durchführung

In zwei Reagenzgläser werden je 1 ml Speiseöl und 3 ml Wasser gegeben. In das zweite Reagenzglas fügt man zusätzlich 1 ml einer 5%igen Seifenlösung. Beide Gläser werden geschüttelt.

Beobachtung

Im ersten Reagenzglas bildet sich eine Emulsion, die sich jedoch nach kurzer Zeit wieder entmischt.

Im zweiten Reagenzglas bildet sich neben einer stabilen Emulsion aus Wasser und Öl auch ein wenig Schaum.

Auswertung

Tensidmoleküle (z. B. die der Seife) besitzen einen hydrophilen und einen lipophilen Teil. Im zweiten Reagenzglas werden die Öltröpfchen mit den Tensidmolekülen umgeben, wobei die lipophilen Teile in die Tröpfchen hineinragen und die hydrophilen Teile nach außen abstehen. Da jedes Tröpfchen so von einer negativen geladenen Schicht umgeben ist, stoßen sich die Tröpfchen gegenseitig ab und können nicht, wie im ersten Reagenzglas, wieder zusammenlaufen.

Literatur

P. Huhn, Seife - eine der ältesten Haushaltschemikalien, Praxis der Naturwissenschaften Chemie, 1/44 (1995), 19-21.

13.1.4. Dispergiervermögen von Seife

Schülerversuch; 15 min.

Geräte

4 Erlenmeyerkolben (200 ml), Rührstab aus Glas, 2 Trichter, Filterpapier.

Chemikalien

Wasser, Seifenlösung, Ruß.

Durchführung

In zwei Erlenmeyerkolben gibt man 50 ml Wasser und ein wenig Ruß. In den zweiten fügt man zusätzlich noch 10 ml Seifenlösung hinzu. Beide Gemische werden gründlich gerührt.
Anschließend werden beide Lösungen filtriert.

Beobachtung

Im ersten Kolben ist das Filtrat farblos und der Ruß bleibt als Rückstand im Filterpapier. Im zweiten Kolben mit Seifenlösung verbleibt auch Ruß als Rückstand im Filterpapier. Ein Teil ist aber in Lösung gegangen, so dass das Filtrat gräulich gefärbt ist.

Auswertung

Zunächst wird der Ruß mit den Tensidmolekülen der Seife so umgeben (emulgiert), dass die lipophilen Teile der Tenside zum Ruß und die hydrophilen Teile zum Wasser ausgerichtet sind. Gleichzeitig wird der Ruß von der Seife so zerteilt (dispergiert), dass er die Poren des Filterpapiers passieren kann, was mit Wasser allein nicht gelingt. Emulgier- und Dispergiervermögen von Tensiden sind die wichtigsten Voraussetzungen für das Waschen mit Seifen und Waschmitteln.

Literatur

P. Huhn, Seife - eine der ältesten Haushaltschemikalien, Praxis der Naturwissenschaften Chemie, 1/44 (1995), 19-21.

13.1.5. Basische Reaktion von Seife mit Wasser

Schülerversuch; 10 min.

Geräte

2 Reagenzgläser, 2 Stopfen.

Chemikalien

Kernseife, Ethanol (F), destilliertes Wasser, Universalindikatorpapier.

Durchführung

Es werden zwei Seifenlösungen aus ein wenig Kernseife und ca. 5 ml destilliertem Wasser bzw. 5 ml Ethanol hergestellt. Diese Lösungen werden verglichen und mit Universalindikatorpapier überprüft.

Beobachtung

Die Lösung von Seife in Ethanol bleibt klar und reagiert neutral.
Die Lösung von Seife in Wasser ist dagegen leicht trübe und zeigt eine alkalische Reaktion an.

Auswertung

Einige Wassermoleküle reagieren direkt mit einem Teil der Seifenanionen. Dabei entstehen Hydroxid-Ionen und Fettsäuren:

$$H_2O + C_{17}H_{35}COO^- \rightarrow OH^- + C_{17}H_{35}COOH$$

Die entstehenden Fettsäuren sind wasserunlöslich und verursachen die Trübung. Dagegen reagiert Ethanol nicht mit den Fettsäureanionen.

Literatur

R. Blume, Chemie für Gymnasien, Organische Chemie Themenheft 1, Cornelsen Verlag, Berlin 1994, 37.

Anmerkung:

Leider ist dieser Versuch ungeeignet, da heutige Seife durch Zusätze pH-neutral oder hautfreundlich gemacht werden, d. h. sie reagieren in Wasser nicht mehr alkalisch.

13.1.6. Reaktionen von Seifenlösungen mit Säuren und Basen

Schülerversuch; 10 min.

Geräte

Becherglas (50 ml), Rührstab aus Glas, Reagenzglas, Stopfen, Tropfpipette, Elektroplatte.

Chemikalien

Kernseife, verdünnte Salzsäure (Xi), verdünnte Natronlauge (Xi), destilliertes Wasser.

Durchführung

Einige Seifenflocken werden im Becherglas in warmem destilliertem Wasser vollständig gelöst. Etwa 1 ml dieser Lösung wird in ein Reagenzglas zu 2 ml destilliertem Wasser gegeben. Das Gemisch wird geschüttelt, wobei ein wenig Schaum entsteht.

Anschließend gibt man 1 Tropfen verdünnte Salzsäure hinzu und schüttelt erneut. Die Schaumbildung bleibt in diesem Fall aus und die Seifenlösung wird trübe.

Dann werden 2-3 Tropfen verdünnte Natronlauge zur Lösung gegeben und wieder geschüttelt. Die Lösung schäumt erneut und die Trübung verschwindet.

Auswertung

Kernseife ist ein Gemisch von Natriumsalzen verschiedener Fettsäuren (Tenside). Sie entspannen das Wasser, das heißt, sie setzen die Oberflächenspannung von Wasser herab, was durch das Schäumen von Seifenlösungen zu erkennen ist. Wird zur Seifenlösung Säure hinzugegeben, reagieren die Natriumsalze der Fettsäuren zurück zu den schwer löslichen Fettsäuren (Trübung), die keine entspannende Wirkung auf Wasser haben (Ausbleiben der Schaumwirkung):

Beispiel: $C_{17}H_{35}COO^- + Na^+ + H^+ + Cl^- \rightarrow C_{17}H_{35}COOH + Na^+ + Cl^-$

Hinzugefügte Natronlauge neutralisiert die Fettsäuren unter Bildung ihrer ursprünglichen Natriumsalze (Tenside):

Beispiel: $C_{17}H_{35}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{35}COO^- + Na^+ + H_2O$

Literatur

R. Blume, Chemie für Gymnasien, Organische Chemie Themenheft 1, Cornelsen Verlag, Berlin 1994, 37.

Anmerkung

Um dies deutlich zeigen zu können ist es ratsam diesen Versuch als Schülerversuch zu gestalten. Da der Effekt nicht gut zu sehen ist, wenn es als Lehrerversuch gestaltet wird.

13.1.7. Nachweis von kationischen, anionischen und nichtionischen Tensiden in Reinigungsmitteln

Schülerversuch; 5 min.

Vorbereitung

Zunächst muss der Tensidindikator hergestellt werden. Dazu löst man in 2 Bechergläsern 50 mg Methylenblau und 50 mg Methylorange getrennt in 30 ml destilliertem Wasser auf, mischt diese, gibt 5 ml Schwefelsäure (c = 0,1 mol/l, Xi) hinzu und füllt auf 100 ml auf.

Geräte

2 Reagenzgläser, 2 Tropfpipetten.

Chemikalien

Tensidproben (Kernseife, Duschgel, Geschirrspülmittel, Reiniger, Deostift, o. ä.), Tensidindikator, Schwefelsäure (c = 0,1 mol/l, Xi), Essigsäureethylester (F), destilliertes Wasser.

Durchführung

Die Tensidprobe wird in 1 ml destilliertem Wasser gelöst und mit ein paar Tropfen Schwefelsäure angesäuert.
Zu 1 ml Tensidindikator werden 1-2 Tropfen der sauren Tensidlösung gegeben und mit 1 ml Essigsäureethylester überschichtet. Danach leicht umschwenken.

Beobachtung

Folgende Färbungen der organischen Phasen (obere Phase) deuten auf die entsprechenden Tenside hin:
blau = anionisches Tensid
gelb = kationisches Tensid
farblos = nichtionisches Tensid (oder u.U. kein Tensid)

Auswertung

Methylenblau und Methylorange lösen sich nicht in lipophilen Verbindungen, wie z. B. Essigsäureethylester. In Anwesenheit von anionischen Tensiden löst sich Methylenblau, in Anwesenheit von kationischen Tensiden Methylorange in der organischen Phase.

Hinweis

Viele moderne Reinigungsmittel enthalten mehrere, unterschiedliche Tenside. Bei der Auswahl der Proben sollte auf die auf der Verpackung aufgeführten Tenside geachtet werden, da ein Gemisch aus anionischen und kationischen Tensiden kein eindeutiges Ergebnis liefert.

Literatur

W. Proske, K. Kuhnt, J. Röder, Umweltfreundlicher Tensidnachweis, Chemie in der Schule, 9/42 (1995), 328.

Anmerkung

Bei amphoteren Tensiden (heutzutage die meisten) ist dieser Nachweis nicht aussagekräftig. Kationische Tenside sind schwer zu finden.

13.1.8. Vollwaschmittel enthärten Wasser

Schülerversuch

Geräte:

Glasrohr (l = 20 cm / d = 1,5-2 cm), Glaswolle, einfach durchbohrter Stopfen, kurzes Glasröhrchen, Stativmaterial, Becherglas

Chemikalien:

Vollwaschmittel, hartes Wasser, Teststäbchen für Wasserhärte

Durchführung:

Zunächst untersuchst Du die Wasserhärte von möglichst hartem Wasser mit einem Teststäbchen. Anschließend wird ein Glasrohr an einem Ende mit etwas Glaswolle gefüllt und mit einem einfach durchbohrten Stopfen, in dem ein kurzes Glasröhrchen hängt, verschlossen. Das so präparierte Rohr wird mit dem Stopfen nach unten zeigend in ein Stativ eingespannt. Nun füllst Du das Rohr bis 4 cm unter dem oberen Rand mit Vollwaschmittel und stellst ein Becherglas unter das Rohr. Wenn Du hartes Wasser in das Glasrohr gibst, läuft es langsam bis nach unten und tropft in das Becherglas. Untersuche die Wasserhärte des aufgefangenen Wassers erneut mit einem Teststreifen.

Beobachtung:

Das Wasser besitzt nach dem Durchlaufen des Vollwaschmittels eine geringere Härte.

Auswertung:

In Vollwaschmitteln sind so genannte Zeolithe enthalten. Sie funktionieren wie ein Ionenaustauscher und ersetzen die Calcium-Ionen des harten Wassers durch Natrium-Ionen.

Literatur

R. Blume, Chemie für Gymnasien, Organische Chemie, Themenheft 1, Cornelsen Verlag, Berlin 1994, 38

Anmerkung

Dieser Versuch dauert lange, d. h. mindestens eine Woche stehen lassen. Auch muss man das Vollwaschmittel-Wasser-Gemisch ab und zu umrühren, denn sonst kommt kein Wasser durch.

Um hartes Wasser zu erhalten kann man zum normalen Leitungswasser Calcium-Ionen geben.

Um diesen Versuch zu vereinfachen kann man auch nur das Vollwaschmittel direkt zum harten Wasser geben und umrühren und etwas stehen lassen. Mit dem Teststäbchen stellt man eine Veränderung der Wasserhärte fest.

13.1.9. Nachweis von Soda in Waschmitteln

Schülerversuch; 15 min.

Geräte

Saugfinger, Stopfen, gewinkeltes Glasrohr, Schlauchstücke, Tropfpipette, Reagenzglas.

Chemikalien

Vollwaschmittel (Pulver), Vollwaschmittel (flüssig), Wollwaschmittel (Pulver), verdünnte Salzsäure (Xi), Kalkwasser (C).

Durchführung

Im Saugfinger, der über ein Schlauchstück mit einem gewinkelten Glasrohr verbunden ist, wird ca. 1 Löffelspatel der zu untersuchenden Waschmittelprobe vorgelegt. Anschließend werden 3 ml verd. Salzsäure hinzugegeben und der Saugfinger mit einem Stopfen zügig verschlossen. Das Ende des Glasrohres taucht in ein Reagenzglas mit Kalkwasser ein.

Beobachtung

Bei pulverförmigem Vollwaschmittel entsteht ein Gas, welches durch das Kalkwasser perlt und eine weiße Trübung hervorruft. Dies bleibt bei der Untersuchung von flüssigem Vollwaschmittel und Wollwaschmittel aus.

Auswertung

Vollwaschmittel (Pulver) enthalten Soda (Natriumcarbonat). Dies wird durch folgende Reaktionen nachgewiesen:

$$Na_2CO_3 + 2\ H_3O^+ + 2\ Cl^- \rightarrow 2\ Na^+ + 2\ Cl^- + 3\ H_2O + CO_2 \rightarrow$$

$$CO_2 + Ca_2^+ + 2\ OH^- \rightarrow H_2O + CaCO_3\ \hat{a}$$

Früher wurden den Waschmitteln Soda zur Enthärtung des Wassers zugesetzt. Nachteilig war aber das Ablagern der Carbonate auf der Wäsche. Heute wird es in geringen Mengen den zeolithhaltigen Waschmitteln zugesetzt, um die Alkalität und damit das negative Potential der Waschflotte zu erhöhen. Außerdem verbessert Soda die

Granulierungseigenschaften pulverförmiger Waschmittel. Flüssig und Vollwaschmittel enthalten kein Soda. Für das Waschen von Wolle darf der pH-Wert der Waschmittellösung nicht zu hoch sein, da die Wolle sonst verfilzt.

Literatur

V. Dietrich, Fachliche und methodische Aspekte der Behandlung von Seifen und Waschmitteln, Chemie in der Schule, 5/42 (1995), S. 182-189.

Anmerkung:

Im Kleinen besser Barytwasser anstatt Kalkwasser nehmen, dann allerdings als Lehrerversuch.

13.2. Nicht getestete Versuche

13.2.1. Nachweis von Glycerin nach der Verseifung eines Fettes

Schülerversuch; 40 min.

Sicherheitshinweis:

Vorsicht! Bei diesem Versuch wird Natronlauge erhitzt. Unbedingt mit Schutzbrille arbeiten (Spritzgefahr!).

Geräte

Becherglas (100 ml), Siedesteinchen, Rührstab aus Glas, Trichter, Filterpapier, Reagenzglas, Tropfpipette, Dreifuß, Bunsenbrenner.

Chemikalien

Kokosfett (Palmin®), Natronlauge (w = 25 %) (C), destilliertes Wasser, konzentrierte Salpetersäure (C; O), Universalindikatorpapier, Cerammoniumnitrat-Reagenz.

Durchführung

In einem Becherglas werden 10 g Kokosfett zusammen mit 5 ml destilliertem Wasser und einigen Siedesteinchen erhitzt. Dann werden 10 ml Natronlauge in kleinen Portionen zugefügt.
Die Mischung soll unter ständigem Rühren 20 Minuten auf kleiner Flamme sieden (Vorsicht, die Mischung schäumt stark!). Verdampftes Wasser wird ab und zu durch heißes dest. Wasser ersetzt.
Man lässt die Mischung anschließend abkühlen und filtriert zur näheren Untersuchung einige Milliliter ab.
Zu 3 ml des Filtrats wird tropfenweise konzentrierte Salpetersäure hinzugegeben, bis durch ein Indikatorpapier eine deutlich saure Reaktion angezeigt wird. Dann fügt man im Überschuss Cerammoniumnitrat-Reagenz hinzu.

Beobachtung

Nach Hinzugabe von Cerammoniumnitrat-Reagenz färbt sich die Lösung rot.

Auswertung

Fette zersetzen sich in der Hitze mit Natronlauge zu den entsprechenden Fettsäuren und Glycerin, einem dreiwertigen Alkohol. Dieser kann mit Cerammoniumnitrat-Reagenz nachgewiesen werden.

Literatur

R. Blume, Chemie für Gymnasien, Organische Chemie Themenheft 1, Cornelsen Verlag, Berlin 1994, 11.

13.2.2. Untersuchen von Kernseife auf die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff

Schülerversuch; 20 min.

Geräte

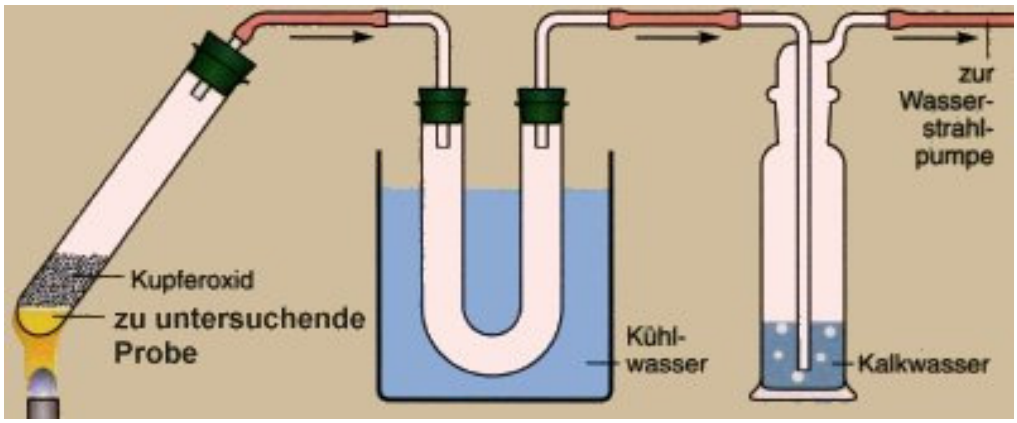
Reagenzglas (schwerschmelzbar), U-Rohr, Waschflasche, Stativ, Wasserstrahlpumpe, Bunsenbrenner.

Chemikalien

Kernseife, Kupfer(II)-oxid, Kalkwasser (C), Cobaltchlorid-Papier (T).

Durchführung

1 g Kernseife wird in ein Reagenzglas gegeben und mit Kupfer(II)-oxid 4 cm hoch überschichtet. Der Inhalt des Reagenzglases wird erhitzt und die Reaktionsprodukte, wie in der Abbildung gezeigt, aufgefangen.



Beobachtung

Im U-Rohr kondensiert Wasser, welches mit Cobaltchlorid-Papier nachgewiesen wird.
In der Waschflasche mit Kalkwasser bildet sich ein weißer Niederschlag.

Auswertung

Die in der Kernseife enthaltenen Wasserstoff- und Kohlenstoffatome werden oxidiert:

$$4\ H + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

Gleichzeitig wird das Kupfer(II)-oxid (Oxidationsmittel), welches den Sauerstoff für die Oxidationsreaktionen liefert, selbst zu Kupfer reduziert:

$$2\ CuO \longrightarrow 2\ Cu + O_2$$

Cobaltchlorid-Papier enthält blaues Cobalt(II)-tetrachlorocobaltat(II), welches mit Wasser den rosafarbenen Hexaquocobalt(II)-chlorid-Komplex bildet:

$$Co[CoCl_4] + 12\ H_2O \longrightarrow 2\ [Co(H_2O)_6]Cl_2$$

Kohlenstoffdioxid bildet mit Kalkwasser einen weißen Niederschlag aus feinverteiltem Calciumcarbonat:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

Literatur

R. Blume, Chemie für Gymnasien, Organische Chemie Themenheft 1, Cornelsen Verlag, Berlin 1994, 33.
H. Keune, W. Filbry, Chemische Schulexperimente, Verlag Harri Deutsch, Frankfurt a.M. 1978, 396.

13.2.3. Wirkung von Buildern

Schülerversuch; 15 min.

Geräte

5 Reagenzgläser, Stopfen, Tropfpipetten.

Chemikalien

Seifenlösung, Vollwaschmittel, Colorwaschmittel, Eisen(III)-Thiocyanatlösung, destilliertes Wasser.

Durchführung

Zwei Reagenzgläser werden zu einem Drittel mit hartem Wasser gefüllt. Falls kein hartes Wasser vorhanden ist, kann die Wasserhärte durch Zugabe einer Spatelspitze Calciumchlorid "vorgetäuscht" werden. In das erste Reagenzglas werden 2 ml Seifenlösung, in das zweite 2 ml Seifenlösung und 1 g Vollwaschmittel gegeben. Anschließend werden die Reagenzgläser kräftig geschüttelt.

In drei Reagenzgläser gibt man jeweils 3 ml Eisen(III)-thiocyanatlösung. Anschließend werden in das erste Reagenzglas 2 ml Vollwaschmittellösung, in das zweite 2 ml Colorwaschmittellösung und in das dritte 2 ml Seifenlösung hinzugefügt. Die Reagenzgläser werden vorsichtig geschüttelt.

Beobachtung

Im Reagenzglas mit Seifenlösung trübt sich die Lösung und es entsteht im Gegensatz zum zweiten nur wenig Schaum.

Im ersten und zweiten Reagenzglas beobachtet man einen Farbumschlag von rot nach gelb. Im dritten Reagenzglas bleibt die Farbe der Flüssigkeit unverändert rot.

Auswertung

Seifenlösungen reagieren mit den Härtebildnern (Calcium-Ionen) des Wassers zu unlöslichen Kalkseifen:

Beispielreaktion: $2\ C_{17}H_{35}COO^- + Ca_2^+ \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca$

Die in Vollwaschmitteln enthaltenen Zeolithe verhindern diese Reaktion, da sie Calcium-Ionen durch Natrium-Ionen austauschen. Zeolithe tauschen nicht nur Calcium-Ionen, sondern auch andere Metall-Ionen (z. B. Fe^{3+}) gegen Natrium-Ionen aus. Deshalb wird in Versuchsteil (b) die Komplexbildung der Eisen(III)-Ionen in der Thiocyanatlösung unterbunden, und die auf dem Vorhandensein von Eisen(III)-thiocyanatkomplex-Ionen beruhende tiefrote Farbe verschwindet. Da Seife im Gegensatz zu Waschmitteln keine Zeolithe enthält, bleibt die rote Farbe im Reagenzglas mit Seifenlösung unverändert.

Literatur

V. Dietrich, Fachliche und methodische Aspekte der Behandlung von Seifen und Waschmitteln, Chemie in der Schule, 5/42 (1995), S. 182-189.

13.2.4. Sauerstoff aus Fleckensalz

Schülerversuch; 10 min.

Geräte

2 Reagenzgläser, Tropfpipetten, Bunsenbrenner.

Chemikalien

Fleckensalz bzw. Fleckentferner für Obstflecken (mit Natriumpercarbonat), Kirschsaft, Glimmspan, Wasser.

Durchführung

a) In einem Reagenzglas wird ein Spatel Fleckensalz mit 2 ml Wasser versetzt. Zu dieser Lösung gibt man 3-4 Tropfen Kirschsaft und erhitzt vorsichtig über der Sparflamme des Bunsenbrenners. Die Lösung entfärbt sich nach kurzer Zeit.
b) In einem Reagenzglas wird ein Spatel Fleckensalz mit 2 ml Wasser versetzt und die Lösung kräftig erhitzt. Anschließend führt man über der Lösung die Glimmspanprobe durch. Nach ein bis zwei Versuchen verläuft diese positiv.

Auswertung

Natriumcarbonat-Peroxihydrat (2 Na2CO3 · 3 H2O2) enthält Natriumcarbonat in dessen Kristallgitter, ähnlich wie das Hydratwasser in einigen Salzen, Wasserstoffperoxid enthalten ist. Letzteres wird beim Lösen des Fleckensalzes in Wasser freigesetzt. Wasserstoffperoxid ist ein starkes Oxidationsmittel, welches z. B. Fruchtfarbstoffe zu nichtfarbigen Verbindungen oxidieren kann. Wasserstoffperoxid zersetzt sich in Abhängigkeit von der Temperatur in einer erwünschten und in einer für Bleichzwecke unerwünschten Reaktion:

Reaktion mit Bleicheffekt: $H_2O_2 \rightarrow H\cdot + \cdot OOH$
$H_2O_2 \rightarrow 2\ HO\cdot$

unerwünschte Reaktion: $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$

Die für Bleichzwecke unerwünschte Reaktion setzt bei hohen Temperaturen (> 80 °C) unter Freisetzung elementaren Sauerstoffs ein.

Literatur

R. Hüttner, Sauerstoff aus Fleckensalz, Chemie in der Schule, 10/42 (1995), 354-375.

13.2.5. Reduktionswirkung von Natriumdithionit in Entfärbern

Schülerversuch; 15 min.

Geräte

2 Reagenzgläser.

Chemikalien

Entfärber (Xn), Natriumdithionit (Xn), blaue Tinte, destilliertes Wasser.

Durchführung

In beide Reagenzgläser werden 4 ml destilliertes Wasser gefüllt und je ein Tropfen blaue Tinte hinzugefügt. In das erste Reagenzglas gibt man anschließend eine Spatelspitze Entfärber, in das zweite eine Spatelspitze Natriumdithionit und schüttelt.

Beobachtung

In beiden Reagenzgläsern entfärbt sich die blaue Lösung.

Auswertung

Natriumdithionit (Na2S2O4), das in vielen Entfärbern enthalten ist, reagiert in Wasser zu Schwefeldioxid. Daher stammt auch der unangenehme Geruch bei Verwendung von Entfärbern. Die bei dieser Reaktion abgegebenen Elektronen werden auf die Farbstoffmoleküle übertragen, welche hierdurch zu einer farblosen Form reduziert werden:

$S_2O_4^{2-}$ ———> 2 SO_2 + 2 e^- | Oxidation

Tinte (blau) + 2 e^- ———> Tinte (farblos) | Reduktion

13.2.6. Nachweis von Soda in Waschmitteln

Schülerversuch; 15 min.

Geräte

Saugfinger, Stopfen, gewinkeltes Glasrohr, Schlauchstücke, Tropfpipette, Reagenzglas.

Chemikalien

Vollwaschmittel (Pulver), Vollwaschmittel (flüssig), Wollwaschmittel (Pulver), verdünnte Salzsäure (Xi), Kalkwasser (C).

Durchführung

Im Saugfinger, der über ein Schlauchstück mit einem gewinkelten Glasrohr verbunden ist, wird ca. 1 Löffelspatel der zu untersuchenden Waschmittelprobe vorgelegt. Anschließend werden 3 ml verd. Salzsäure hinzugegeben und der Saugfinger mit einem Stopfen zügig verschlossen. Das Ende des Glasrohres taucht in ein Reagenzglas mit Kalkwasser ein.

Beobachtung

Bei pulverförmigem Vollwaschmittel entsteht ein Gas, welches durch das Kalkwasser perlt und eine weiße Trübung hervorruft. Dies bleibt bei der Untersuchung von flüssigem Vollwaschmittel und Wollwaschmittel aus.

Auswertung

Vollwaschmittel (Pulver) enthalten Soda (Natriumcarbonat). Dies wird durch folgende Reaktionen nachgewiesen:

$$Na_2CO_3 + 2\ H_3O^+ + 2\ Cl^- \rightarrow 2\ Na^+ + 2\ Cl^- + 3\ H_2O + CO_2 \rightarrow$$

$$CO_2 + Ca_2^+ + 2\ OH^- \rightarrow H_2O + CaCO_3\ \hat{a}$$

Früher wurden den Waschmitteln Soda zur Enthärtung des Wassers zugesetzt. Nachteilig war aber das Ablagern der Carbonate auf der Wäsche. Heute wird es in geringen Mengen den zeolithhaltigen Waschmitteln zugesetzt, um die Alkalität und damit das negative Potential der Waschflotte zu erhöhen. Außerdem verbessert Soda die

Granulierungseigenschaften pulverförmiger Waschmittel. Flüssig und Vollwaschmittel enthalten kein Soda. Für das Waschen von Wolle darf der pH-Wert der Waschmittellösung nicht zu hoch sein, da die Wolle sonst verfilzt.

Literatur

V. Dietrich, Fachliche und methodische Aspekte der Behandlung von Seifen und Waschmitteln, Chemie in der Schule, 5/42 (1995), S. 182-189.

13.2.7. Nachweis von Alkalien, Tensiden und Bleichmitteln in Scheuermitteln

Schülerversuch; 15 min.

Geräte

3 Reagenzgläser, Tropfpipette.

Chemikalien

Scheuermittel, Calciumcarbonat, Handspülmittel, schwarze Tinte, pH-Papier (Abstufung in 0,5 pH-Stufen), destilliertes Wasser.

Durchführung

In ein Reagenzglas gibt man eine Spatelspitze Scheuerpulver oder eine entsprechende Menge Scheuermilch. Zum Vergleich wird in ein zweites Reagenzglas eine Spatelspitze Calciumcarbonat und ein Tropfen Spülmittel gegeben. In das dritte Reagenzglas nur Calciumcarbonat. Dann werden alle Reagenzgläser etwa zur Hälfte mit Wasser aufgefüllt.

a) Nachweis von gutlöslichen Alkalien

In allen Proben wird der pH-Wert gemessen. pH-Werte, die größer als im Reagenzglas mit Calciumcarbonat sind, deuten auf den Zusatz von wasserlöslichen Alkalien hin.

b) Tensidnachweis

Die Reagenzgläser werden mit dem Daumen verschlossen und geschüttelt. Schaumbildung deutet auf Tenside hin. Das Reagenzglas mit Calciumcarbonat dient als Blindprobe.

c) Bleichmittelnachweis

In alle Reagenzgläser wird je 1 Tropfen Tinte gegeben und kurz geschüttelt. Nachdem das Calciumcarbonat zu Boden gesunken ist, zeigt sich bei bleichmittelhaltigen Scheuermitteln sehr deutlich eine fortschreitende Entfärbung der Tinte.

Auswertung

a) Scheuermittel auf Grundlage von Mamormehl haben in wässriger

Suspension aufgrund der Bildung von Calciumhydrogencarbonat einen pH-Wert von 10,3.

$$CaCO_3 + H_2O \longrightarrow Ca_2^+ + HCO_3^- + OH^-$$

Höhere pH-Werte deuten auf den Zusatz gut löslicher Alkalien hin.

b) Tenside vermindern die Grenzflächenspannung zwischen Wasser und Luft, so dass Tensidlösungen beim Schütteln Schaum bilden.

c) Der Bleichmittelnachweis beruht auf der oxidativen Zerstörung der Tintenfarbstoffe.

Literatur

H. Sommerfeld, Chemie im Haushalt. Wie viel Chemie ist in Scheuermitteln?, Praxis der Naturwissenschaften Chemie, 1/44 (1995), 11-14.

13.2.8. Sauerstoff aus Fleckensalz

Schülerversuch; 10 min.

Geräte

2 Reagenzgläser, Tropfpipetten, Bunsenbrenner.

Chemikalien

Fleckensalz bzw. Fleckentferner für Obstflecken (mit Natriumpercarbonat), Kirschsaft, Glimmspan, Wasser.

Durchführung

a) In einem Reagenzglas wird ein Spatel Fleckensalz mit 2 ml Wasser versetzt. Zu dieser Lösung gibt man 3-4 Tropfen Kirschsaft und erhitzt vorsichtig über der Sparflamme des Bunsenbrenners. Die Lösung entfärbt sich nach kurzer Zeit.
b) In einem Reagenzglas wird ein Spatel Fleckensalz mit 2 ml Wasser versetzt und die Lösung kräftig erhitzt. Anschließend führt man über der Lösung die Glimmspanprobe durch. Nach ein bis zwei Versuchen verläuft diese positiv.

Auswertung

Natriumcarbonat-Peroxihydrat ($2\ Na_2CO_3 \cdot 3\ H_2O_2$) enthält Natriumcarbonat in dessen Kristallgitter, ähnlich wie das Hydratwasser in einigen Salzen, Wasserstoffperoxid enthalten ist. Letzteres wird beim Lösen des Fleckensalzes in Wasser freigesetzt. Wasserstoffperoxid ist ein starkes Oxidationsmittel, welches z. B. Fruchtfarbstoffe zu nichtfarbigen Verbindungen oxidieren kann. Wasserstoffperoxid zersetzt sich in Abhängigkeit von der Temperatur in einer erwünschten und in einer für Bleichzwecke unerwünschten Reaktion:

Reaktion mit Bleicheffekt: $H_2O_2 \rightarrow H\cdot + \cdot OOH$
$H_2O_2 \rightarrow 2\ HO\cdot$

unerwünschte Reaktion: $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$

Die für Bleichzwecke unerwünschte Reaktion setzt bei hohen Temperaturen (> 80 °C) unter Freisetzung elementaren Sauerstoffs ein.

Literatur

R. Hüttner, Sauerstoff aus Fleckensalz, Chemie in der Schule, 10/42 (1995), 354-375.

13.2.9. Seife in hartem und weichem Wasser

Schülerversuch; 10 min.

Geräte

Bechergläser (150 ml), Reagenzgläser mit Stopfen, Tropfpipetten.

Chemikalien

Gesättigte ethanolische Kernseifenlösung (F, Xi), Phenolphthaleinlösung (F, Xi).

Durchführung

In zwei Gläser füllt man je 100 ml dest. Wasser und Leitungswasser (oder eine 1%ige Lösung von Calciumchlorid). Man gibt zu den Proben ausreichend Phenolphthaleinlösung. Dann tropft man jeweils 5 ml ethanolische Kernseifenlösung zu. Man vermischt gut, gibt Proben in Reagenzgläser mit Stopfen und schüttelt zur Prüfung der Schaumbildung.

14. Definitionen

Emulsion:

Schülerdudendefinition:

„*Bezeichnung für ein disperses System, bei dem Flüssigkeitströpfchen (Emulsion im engeren Sinne) oder einem Feststoff feinst verteilt (dispergiert) sind. Beispiele für* flüssige Emulsion *sind: Salatsoße, Milch, Speiseeis, Latex, Schuhcreme.*

Feste Emulsionen *sind beispielsweise Quecksilber im Gestein, harte Butter.*

Flüssige grobdisperse Emulsionen *mit dispersen Tröpfchen größer als 100 nm entmischen sich mit der Zeit von selbst, und zwar um so schneller, je größer die dispergierten Tropfen sind. Die Stabilität (Beständigkeit) einer grobdispersen Emulsion kann verbessert werden durch den Zusatz kleiner Mengen besonderer Stoffe, der sog.* Emulgatoren *oder* Stabilisatoren*; diese setzen die Grenzflächenspannung zwischen den Flüssigkeiten herab und erleichtern damit die Tröpfchenbildung, oder sie bilden um die Tröpfchen eine dünne, möglichst zähe und elastische Haut (Film), die ein Zusammenfließen verhindert. Eine der wichtigsten dieser grobdispersen Emulsionen ist die Milch, in der Fetttröpfchen (und verschiedene feste Teilchen) in einer wässrigen Lösung verschiedener organischer und anorganischer Stoffe verteilt sind. Ein Eiweißfilm überzieht die Fetttröpfchen und stabilisiert dadurch.*

Wenn die dispergierten Tröpfchen zwischen 100 und 1 nm Durchmesser besitzen, handelt es sich um eine kolloed(al)e Emulsion; Beispiele sind Mayonaise, Margarine und Lebertran.“

Disperses System

Schülerdudendefinition:

„*(*Dispersion*), aus zwei oder mehreren Phasen bestehendes Stoffgemisch, bei dem ein Stoff (die* dispergierte *oder* disperse *Phase) in einem anderen (dem* Dispersionsmittel *oder* Dispergens*) in feinster Form verteilt (*dispergiert*) ist. Dispergens und disperse Phase können fest, flüssig oder gasförmig sein. Je nach dem Zerteilungsgrad (*Dispersitätsgrad*) des dispergierten Stoffes wird zwischen* grobdispersen *(Teilchendurchmesser größer als 10^{-5} cm = 100 nm),* kolloiddispersen *(Teilchendurchmesser etwa 10^{-5} bis 10^{-7} cm = 100 bis 1 nm) und* molekulardispersen *(Teilchendurchmesser kleiner als 10^{-7} cm = 1 nm) Systemen unterschieden.“ (Siehe Tabelle „Disperse Systeme“ im Anhang.)*

Die Übergänge zwischen grob-, kolloid- oder molekulardispersen Systemen sind fließend.“

Disperse Systeme

Aggregatzustand		Dispersitätsgrad			
Dispersions-mittel	dispergier-ter Stoff	grobdisperses (heterogenes) System	kolloiddisperses (kolloides) System		molekulardisperses (homogenes) System
gasförmig	gasförmig	–	–		Gasgemisch, z.B. Luft, Knallgas
gasförmig	flüssig	Nebel	Nebel, Wolke	Aerosole	
gasförmig	fest	Rauch, z.B. Lokomotivenrauch	Rauch z.B. Zigarettenrauch		
flüssig	gasförmig	wenig haltbarer Schaum, z.B. Bierschaum	haltbarer Schaum, z.B. Eiweißschnee, Schlagsahne	Lyosole	Gaslösung, z.B. Sauerstoff in Wasser
flüssig	flüssig	wenig haltbare Emulsion, z.B. Öl in Wasser, Milch	gut haltbare Emulsion, z.B. Mayonnaise		Flüssigkeitsgemisch, z.B. Ethanol in Wasser
flüssig	fest	Suspension z.B. Lehmwasser	kolloide Lösung, z.B. wäßrige Schwefellösung		Feststofflösung, z.B. Zuckerwasser
fest	gasförmig	–	fester Schaum, Bimsstein, Schaumgummi		z.B. Palladiumschwamm (Wasserstoff in Palladium)
fest	flüssig	Brei	feste Emulsion, feste Butter Quecksilber im Gestein		wasserhaltiger Kristall
fest	fest	Mischkristalle	z.B. Goldrubinglas		Legierungen, z.B. Gelbmessing (Zink in Kupfer)

111

15. Arbeitsblätter

Arbeitsblatt	Die Verseifungsreaktion	124

1. Zu welcher Stoffklasse gehören Stoffe wie Olivenöl, Rindertalg und Sonnenblumenöl?

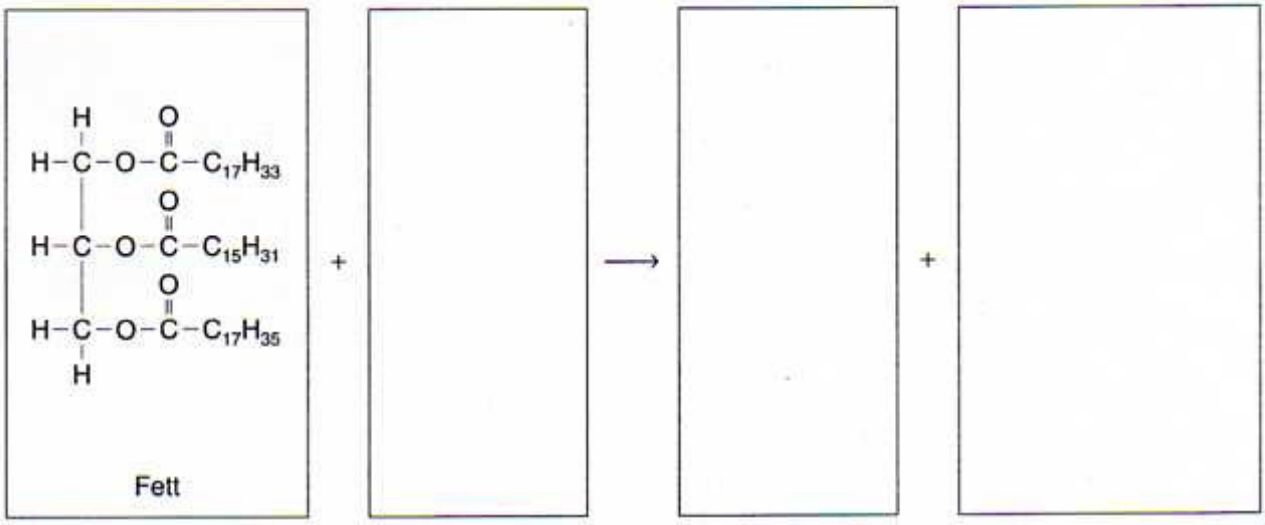
2. Fette sind die Rohstoffe für die Herstellung von Seifen. Beschreibe den chemischen Aufbau eines Fettmoleküls mit Worten.

3. a) Wie erhält man aus Fetten Seife?

b) Beschreibe die dabei ablaufende chemische Reaktion mit einer allgemeinen Wortgleichung.

c) Wie nennt man diese Art der chemischen Reaktion?

4. a) Aus einem Fett soll eine weiche Schmierseife hergestellt werden. Stelle die Reaktionsgleichung für die Verseifung des unten abgebildeten Fettmoleküls auf. Bezeichne dabei alle beteiligten Stoffe.



b) Welche Lauge müßte man verwenden, um eine feste Kernseife zu erhalten?

5. Bei der Verseifung von Fetten entsteht auch Glycerin. Wie trennt man diesen Stoff von der Seife ab? Beschreibe das Verfahren.

© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover
Blickpunkt Chemie

Arbeitsblatt

Seifenanionen – Aufbau und Eigenschaften

1. Seifen sind Natrium- oder Kaliumsalze höherer Fettsäuren. Schreibe hier die allgemeine Kurzformel für eine Natriumseife auf.

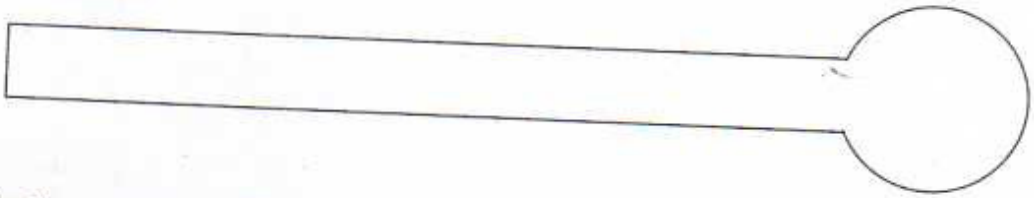
_____

2. Was geschieht, wenn man Seife in Wasser gibt?

_____

_____

3. Dies ist die symbolische Darstellung eines Seifenanions. Trage in die Zeichnung die Strukturformel eines Seifenanions ein.



4. Beschreibe kurz mit eigenen Worten den chemischen Bau eines Seifenanions.

_____

_____

5. Seifenanionen vereinigen in sich gegensätzliche Eigenschaften. Die Kohlenwasserstoffkette _____ Wassermoleküle _____. Sie ist also _____ (= wasserabstoßend). Das _____ _____ Ende des Seifenanions _____ Wassermoleküle _____. Es ist also _____ (= wasserliebend).

Die Kohlenwasserstoffkette trägt _____ elektrischen _____, sie ist unpolar. Das andere Ende des Seifenanions ist _____, denn es trägt eine _____ _____ Gruppe.

6. Seifenanionen sind sowohl hydrophob als auch hydrophil. Was bedeutet das für ihre Löslichkeit in Wasser bzw. in Fetten und Ölen?

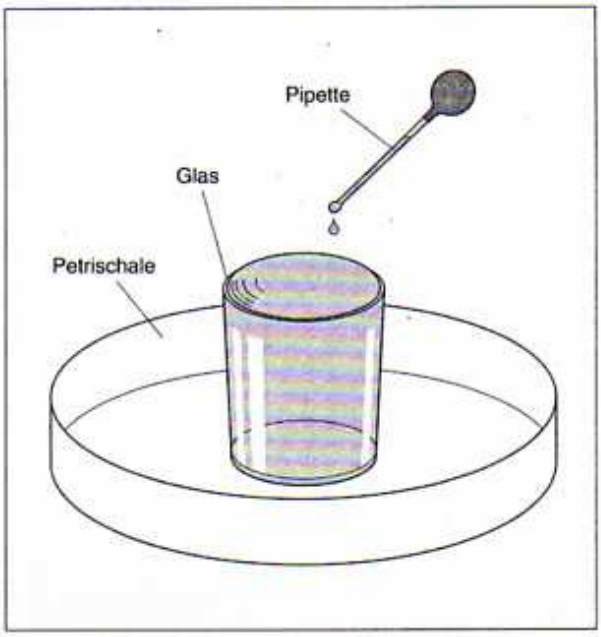
_____

7. Zeichne in die Kästen ein, wie sich Seifenanionen an einer Wasseroberfläche und an der Oberfläche eines fetten Öles anordnen würden.

Blickpunkt Chemie

© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover

Versuche zur Oberflächenspannung (1)



Versuch: Hat Wasser eine Haut?

Materialien: Schale mit Wasser, 2 Petrischalen, 2 kleine Trinkgläser mit glattem Rand, Pipette, kleines Sieb, Büroklammern, Stecknadeln; Spülmittel oder Seifenstück.

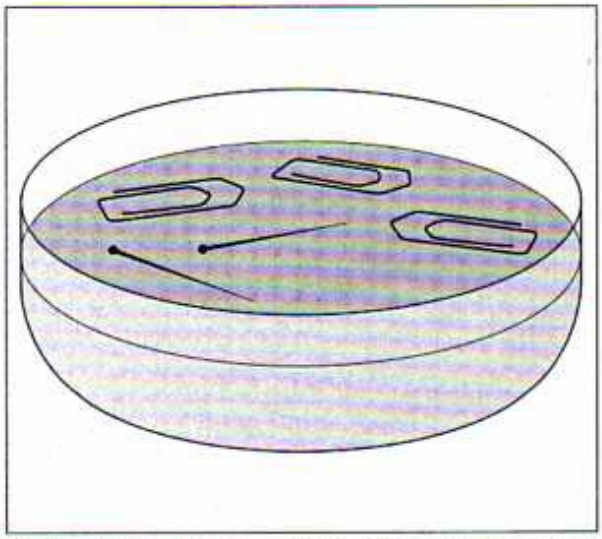
a) Durchführung:

1. Stelle ein kleines Trinkglas in eine Petrischale.
2. Fülle es bis zum Rand mit Wasser.
3. Füge dann vorsichtig tropfenweise weiteres Wasser hinzu. Beobachte die Wasseroberfläche genau. Versuche, möglichst viel Wasser einzufüllen, ohne daß das Glas überläuft.
4. Gib nun einen Tropfen Spülmittel oder ein kleines Stückchen Seife in das zweite Trinkglas.
5. Fülle auch hier mit Hilfe der Pipette soviel Wasser wie möglich ein.

Auswertung:

a) Was beobachtest du beim Zugeben des Wassers?

b) Vergleiche damit den Versuchsansatz mit dem Spülmittel.



b) Durchführung:

1. Stelle eine Schale mit Wasser bereit.
2. Lege vorsichtig einige Büroklammern und Stecknadeln auf die Wasseroberfläche.
3. Gib einen Tropfen Spülmittel hinzu.

Auswertung:

a) Was geschieht, wenn man die Gegenstände auf die Oberfläche legt?

b) Befindet sich auf dem Wasser tatsächlich eine Haut, so wie auf heißer Milch?

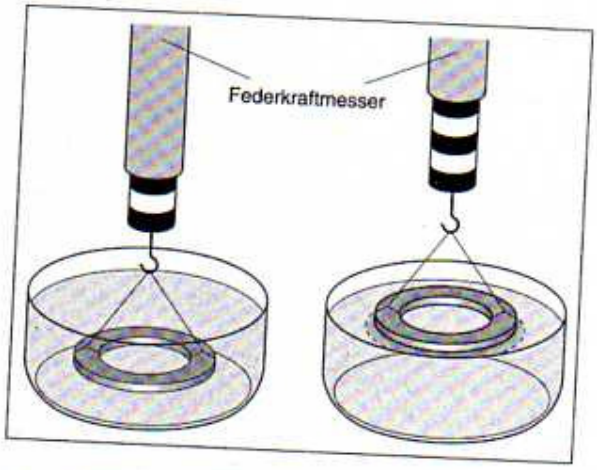
c) Vergleiche die „Tragfähigkeit" der Wasseroberfläche mit und ohne Spülmittelzusatz.

Blickpunkt Chemie
© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover

Versuche zur Oberflächenspannung (2)

Wasseroberflächen verhalten sich so, als ob sie eine Haut hätten. Diese Erscheinung entsteht durch die starken Anziehungskräfte zwischen den Wassermolekülen. Dieses Phänomen wird als Oberflächenspannung bezeichnet. Sie ist auch dafür verantwortlich, daß ein Metallring von der Wasseroberfläche „festgehalten" wird, wenn man ihn nach oben bewegt. Die gemessene Kraft ist ein Hinweis auf die Größe der Oberflächenspannung.

Versuch: Wir messen die Oberflächenspannung



Materialien: 2 Kristallisierschalen (oder Bechergläser), empfindlicher Federkraftmesser (0,5 N), Metallring (ca. 2–3 cm Durchmesser) oder Unterlegscheibe, Faden;
Spülmittel, Spiritus.

Durchführung:

1. Befestige einen etwa 6 cm langen Faden an einem Metallring (Unterlegscheibe).
2. Hänge den Ring an dem Faden an einen Federkraftmesser. Notiere den Anzeigewert.
3. Tauche den Ring in das Wasser. Notiere wieder den Anzeigewert am Federkraftmesser.
4. Ziehe den Ring langsam nach oben, bis knapp unter die Wasseroberfläche.
5. Lies den Anzeigewert der Federwaage ab, wenn der Metallring durch die Wasseroberfläche dringt.
6. Führe den Versuch auch mit einer anderen Flüssigkeit durch, z. B. mit Spiritus.
7. Führe den Versuch noch einmal durch. Gib aber diesmal jeweils einen Tropfen Spülmittel in die Flüssigkeiten.

Auswertung:

a) Was für eine Kraft zeigt der Federkraftmesser an, wenn der Ring an ihm befestigt ist?

b) Weshalb ist der Anzeigewert am Kraftmesser niedriger, wenn der Ring sich im Wasser befindet?

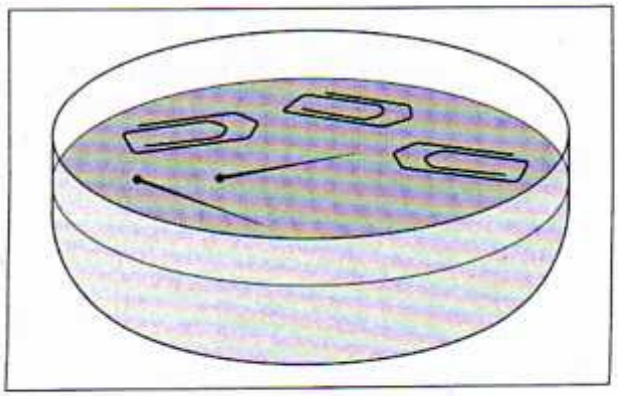
c) Wann ist der Anzeigewert am größten und wie läßt sich das begründen?

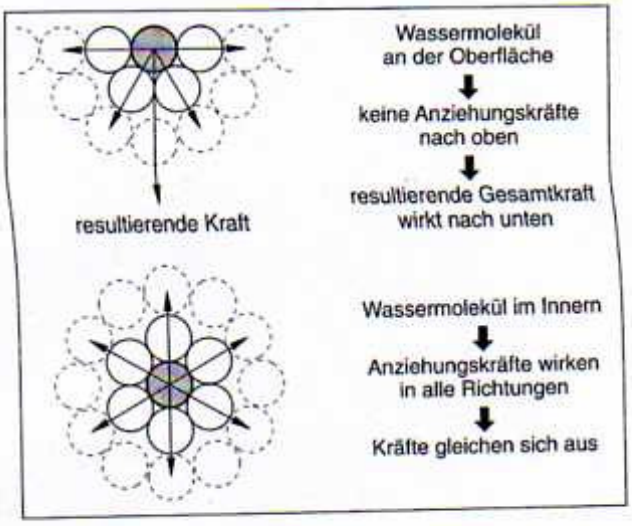
d) Wie unterscheiden sich die Messungen in Spiritus von denen in Wasser? Versuche dies zu erklären.

e) Erkläre die Ergebnisse für die Versuche mit dem zugesetzten Spülmittel.

Blickpunkt Chemie
© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover

Die Oberflächenspannung des Wassers





Büroklammern, Rasierklingen und ähnliche Gegenstände lassen sich mit ruhiger Hand so auf eine Wasseroberfläche legen, daß sie nicht untergehen. Das liegt an der großen **Oberflächenspannung** des Wassers. Die Wasseroberfläche verhält sich dadurch wie eine Haut.

Wie entsteht die Oberflächenspannung? Zwischen den Wassermolekülen wirken Anziehungskräfte. Ein Molekül zieht die Nachbarmoleküle an und wird von diesen selbst auch angezogen.
Im *Innern* der Flüssigkeit ist ein Molekül überall von anderen Molekülen umgeben. Insgesamt gesehen gleichen sich die verschiedenen Anziehungskräfte dabei aus.
Anders ist es dagegen an der *Wasseroberfläche*. Hier gibt es Nachbarmoleküle nur nach unten und zu den Seiten hin. Die Anziehungskräfte wirken also nicht in alle Richtungen. Die Kräfte gleichen sich deshalb *nicht* gegenseitig aus, sondern erzeugen eine resultierende Gesamtkraft, die nach unten weist. Die Moleküle können sich allerdings nicht nach unten bewegen, da sich dort ja bereits andere Moleküle befinden.
Die Oberflächenspannung entsteht nun, weil alle Moleküle an der Oberfläche von dieser resultierenden Kraft nach innen gezogen werden.

1. Die Oberflächenspannung findet man bei allen Flüssigkeiten. Doch bei Wasser ist sie besonders groß. Wie läßt sich das erklären?

_____

_____

2. Auch die Tatsache, daß Wasser leicht Tropfen bildet, hängt mit dessen großer Oberflächenspannung zusammen. Versuche das zu erklären.

_____

_____

_____

3. Wie läßt sich erklären, daß Seife und andere Tenside die Oberflächenspannung von Wasser verringern?

_____

_____

_____

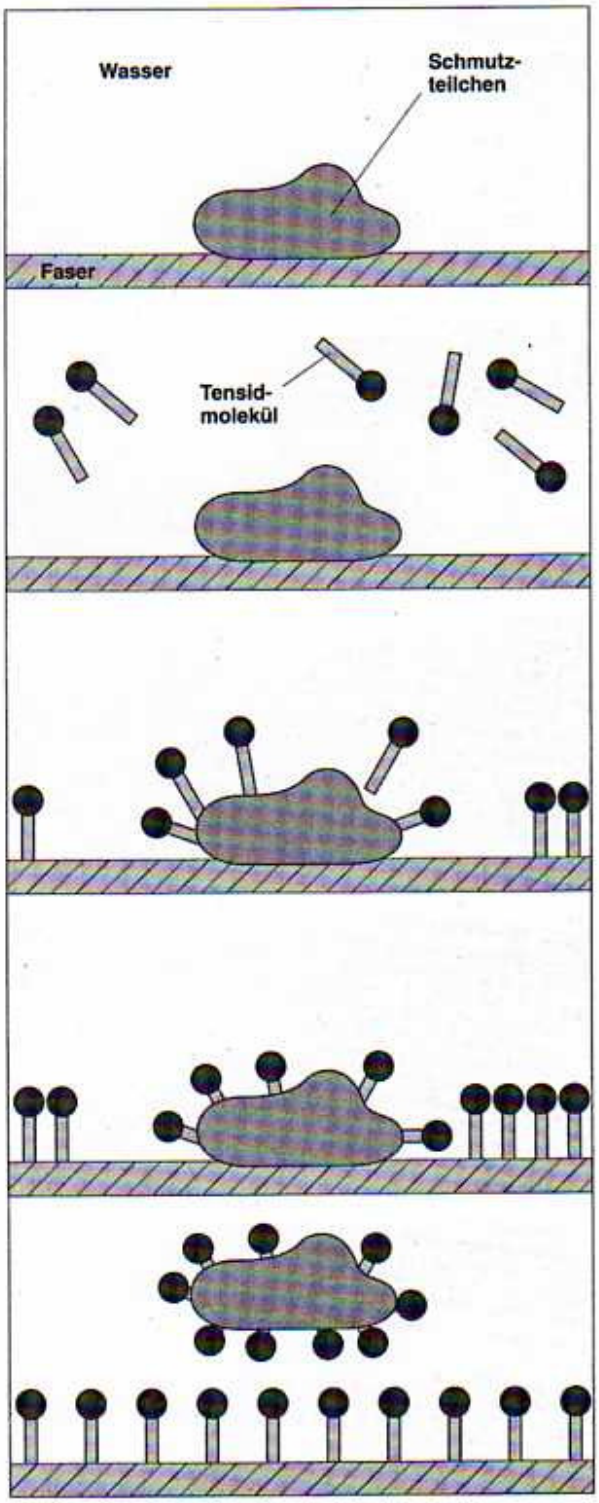
Blickpunkt Chemie

© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover

So wirken Tenside

Tenside nennt man auch **waschaktive Substanzen.** Sie ermöglichen das Ablösen und Zerteilen sogar von fettigen Schmutzteilchen.

1. Die folgenden Abbildungen demonstrieren die **Wirkungsweise eines Tensids.** Betrachte die Abbildungen und beschreibe, was in den einzelnen Phasen jeweils vor sich geht.



a) _____

b) _____

c) _____

d) _____

e) _____

Blickpunkt Chemie
© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover

Arbeitsblatt

Eigenschaften von Seifen

130

1. Inwiefern kann man Seifen tatsächlich als Salze bezeichnen?

2. Aus welchen Stoffen kann man Seifen herstellen?

3. a) Was kann man feststellen, wenn man den pH-Wert von Seifenlösungen überprüft?

b) Was bedeutet das, wenn man empfindliche Textilien aus Wolle oder Seide mit Seifenlösung waschen möchte?

4. a) In Gegenden mit hartem Leitungswasser kann man einen höheren Seifenverbrauch feststellen als in Gegenden mit weichem Wasser. Ebenso schäumt die Seife bei hartem Wasser weniger als bei weichem Wasser. Woran liegt das?

b) Schreibe eine Wortgleichung und eine Reaktionsgleichung zur Bildung von Kalkseife auf.

5. Weshalb kann man in saurem Wasser nicht mit Seife waschen?

6. a) Wie unterscheiden sich moderne synthetische Tenside von herkömmlichen Seifen?

b) Wie verhalten sich Seifen und moderne Tenside in Kläranlagen?

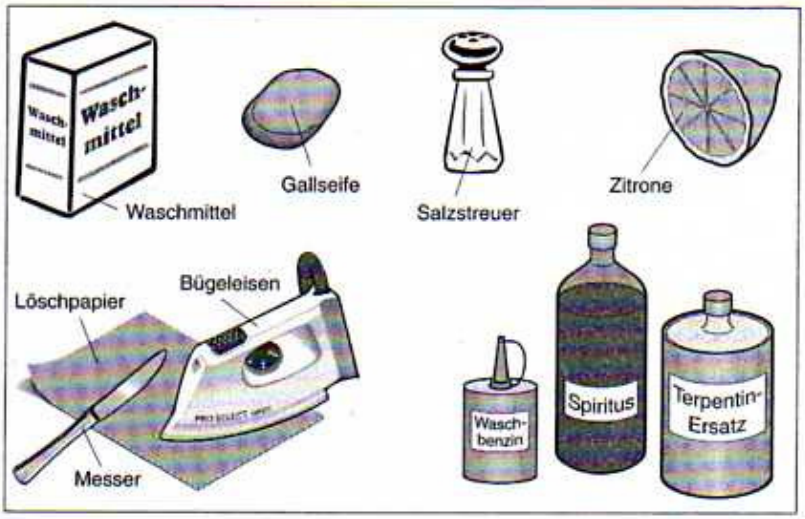
Blickpunkt Chemie

© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover

So entfernt man Flecken

Flecken sollte man möglichst sofort entfernen. Dann hat man die besten Chancen auf Erfolg. Um festzustellen, ob durch den Reinigungsversuch der Stoff oder die Farbe angegriffen wird, sollte man die Methode vorher an einer verdeckten Stelle prüfen.

Wenn man mit feuergefährlichen Stoffen wie Alkohol (Spiritus) oder Waschbenzin arbeitet, muß man an einem gut belüfteten Ort arbeiten und darf keine offenen Flammen in der Nähe haben.



Blut
Mit kalter Salzlösung ausspülen bzw. einweichen; die Reste mit kalter Waschmittellösung entfernen.

Eigelb
Trockenes Eigelb abkratzen und dann mit warmer Waschmittellösung behandeln.

Fett
Gallseife mit Wasser auftragen, eine halbe Stunde einwirken lassen; anschließend normal waschen.

Filzstift
Mit Spiritus beträufeln; diesen dann mit einem Papiertuch vom Stoff absaugen.

Gras
Auf empfindlichen Stoffen mit Spiritus behandeln. Ältere Flecken mit Zitronensaft einreiben, einige Stunden an die Sonne legen und anschließend lauwarm nachspülen.

Heidelbeersaft
Mit Zitronensaft beträufeln und dann kalt auswaschen.

Kaffee und Kakao
In kaltem Salzwasser einweichen, anschließend auswaschen.

Karotten
Zuerst mit Pflanzenöl einreiben, dann mit Gallseife behandeln; anschließend waschen.

Kaugummi
Stoff im Gefrierfach kühlen. Spröden Kaugummi abkratzen; Reste auf Papier ausbügeln oder mit Waschbenzin entfernen.

Kugelschreiber
Mit warmem Alkohol vorsichtig auslaugen.

Lippenstift
Mit Glycerin anlösen; mit Spiritus ausreiben und dann mit Waschmittellösung spülen.

Obst
Frische Flecken möglichst bald in kaltem Wasser einweichen. Mit Zitronensaft einreiben und anschließend ausspülen.

Rost
Mit Zitronensaft und Salz behandeln.

Rotwein
Dick mit Salz bestreuen, anschließend ausspülen.

Schokolade
In warmer Waschmittellösung einweichen, klar nachspülen.

Spinat
Mit Gallseife behandeln, einwirken lassen; anschließend normal waschen.

Teer
Mit Terpentinersatz beträufeln; mit Waschbenzin auswaschen.

Tinte
Mit Zitronensaft und Spiritus ausreiben.

Wachs
Möglichst viel abkratzen; den Rest zwischen zwei Löschpapieren ausbügeln.

© 1996 Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover