



6. Chemietage 2018 in Graz

Freitag, 6. April

Dichte- und Konzentrationsbestimmungen in der Schule mit EasyDens und Handy

Workshop 14

Thomas Luschnig

Ao. Univ.-Prof. Dr.phil. Anton Huber

1. Einleitung

Liebe Workshopteilnehmer/innen!

Es freut mich, dass Sie sich im Rahmen der Chemietage 2018 an der Karl-Franzens-Universität für diesen Workshop entschieden haben. Das Thema bzw. die Auswahl der Experimente werden aus meiner Diplomarbeit präsentiert, die von Herrn Anton Huber und Frau Josefine Jaritz betreut werden. Deswegen würde es mich freuen, wenn Sie im Laufe des Workshops auch Zeit finden, eventuelle Probleme oder Verbesserungsvorschläge rückzumelden.

Die Dichte wird häufig zur Charakterisierung von Substanzen verwendet und beschreibt den Massenanteil eines Reinstoffes oder Stoffgemisches, welcher/welches entweder als Festkörper, als Flüssigkeit oder als Gas bei gegebenen Bedingungen vorliegt. Dabei gibt es verschiedene Möglichkeiten, die unterschiedliche Genauigkeiten aufweisen, um die Dichte zu messen. Auch unterscheiden sie sich in ihren apparativen Aufwand. Das Ziel des heutigen Vormittags ist es, eine moderne und rasche Dichtebestimmung für flüssige Reinstoffe und Lösungen vorzustellen und diese mit alltagsorientierten Anwendungsbeispielen sowie mit hilfreichen Tipps für den Schulunterricht vorzustellen.

Dies geschieht mit den verschiedensten Experimenten, die von Konzentrationsbestimmungen in sauren, basischen, alkoholischen und süßen Lösungen bis hin zum Nachweis der Anomalie des Wassers reichen. Dabei habe ich mich bemüht die Anleitungen der Experimente so aufzubereiten, dass diese direkt im Unterricht eingesetzt werden können. Die meisten Experimente wurden auch bereits mit SchülerInnen im Chemieunterricht erprobt.

Als erstes findet man ein Schülerblatt, welches eine Einführung in das Experiment, die benötigten Materialien und Chemikalien, die Durchführung, Platz für die Beobachtungen und Erklärungen, sowie eventuelle Anmerkungen enthält.

Daraufhin folgt das Lehrerblatt, das im Grunde neben den Lösungen zum Schülerblatt auch noch einen vertiefenden Hintergrund in die Materie, sowie Hinweise zur Beschaffung, Kosten und Didaktik.

Ich wünsche Ihnen nun viel Spaß bei den vorliegenden Versuchen und viel Erfolg!

Mit freundlichen Grüßen,

Luschnig Thomas

2. Experimente

2.1 Dichtemessung mit dem EasyDens_Vorbereitung

Materialien: Becherglas (100 mL), 2 Bechergläser (50 mL), 2 Spritzen (10 ml), Dichtemessgerät (EasyDens), Probe (destilliertes Wasser, Ethanol 96 %)

Durchführung

Starten des Gerätes

1. Das Gerät sollte aufrecht aufgestellt werden. Nicht hinlegen!
2. Schalte das EasyDens ein (Knopf auf der Vorderseite des Gerätes oberhalb der Messzelle).
3. Starte die App EasyDens am Smartphone. Das Gerät sollte sich automatisch über Bluetooth mit dem Handy verbinden.

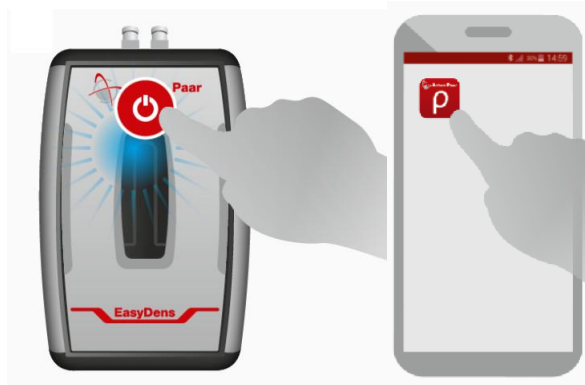


Abbildung 1: Starten des Geräts (links) und der App (rechts)
(Abbildung der App „EasyDens“ unter dem Punkt Tutorial entnommen)

Befüllen der Messzelle mit einer Spritze

1. Das Ende des Schlauches soll sich in einem leeren Becherglas befinden.
2. Fülle die Spritze mit der Probe (möglichst blasenfrei und mind. 2 mL).
3. Setze die Spritze an dem Adapter an (auf der Oberseite des Gerätes).
4. Drücke die Probe langsam und kontinuierlich in die Messzelle, solange bis im Schlauch die Flüssigkeit zu sehen ist (Spritze nicht ganz entleeren). Dabei dürfen keine Blasen in die Messzelle gelangen.
5. Die Messung startet bei der Befüllung automatisch am Smartphone (die Messung kann abgelesen werden, wenn der Wert schwarz wird). Die Temperatur kann ebenfalls entnommen werden.

6. Für den Wert der Dichte wähle den obersten Icon bei der App. Der Alkoholgehalt kann mit dem Icon rechts unten bestimmt werden (Die Spritze erst entfernen, wenn die Ergebnisse notiert wurden).



Abbildung 2: Befüllen des Gerätes mit der Probe (links), wobei keine Blasen in die Messzelle gelangen dürfen (rechts) (Abbildung der App „EasyDens“ unter dem Punkt Tutorial entnommen)

Ergebnis:

Reinigen der Messzelle

Die Messzelle wird mit dest. Wasser, dann mit 96%igem Ethanol durchspült und daraufhin wird die Spritze mit Luft aufgefüllt, um die Messzelle damit zu entleeren.

Anmerkung:

In der Literatur werden die Messergebnisse häufig bei 20°C angegeben. Daher sollte hier die Messung ebenfalls bei dieser Temperatur durchgeführt werden (Kühlung der Probe erforderlich!!!). Die Temperatur der Probe wird beim Gerät (bei der App) laufend mitgemessen und dementsprechend verändern sich die Ergebnisse!

2.2 Was ist Brix?

2.2.1 Schülerblatt

Einführung:

In diesem Versuch soll die gängige Angabe für den Zuckergehalt [° Brix] untersucht werden.

Geräte:

Waage, 2 Spateln, Becherglas (100 mL), 8 Bechergläser (50 mL), EasyDens, 8 Spritzen (10 mL), 2 Glasstäbe, 2 Wäge-Schälchen, Marker

Chemikalien:

Saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$, Glucose $C_6H_{12}O_6$, dest. Wasser

Durchführung:

Es werden jeweils 50 mL der einzelnen Lösungen hergestellt.

Prozent	Saccharose [g]	Wasser dest. [g]	Glucose [g]	Wasser dest. [g]
5	5	45		
10				
15				
20				

Die Lösungen werden in die entsprechenden Spritzen gefüllt und mit dem Easy Dens gemessen.

Ergebnisse:

Saccharose [g]	Dichte [g/cm^3]	Glucose [g]	Dichte [g/cm^3]
5%		5%	
10%		10%	
15%		15%	
20%		20%	

Erklärung:

2.2.2 Lehrerblatt

Durchführung:

Es werden jeweils 50 mL der einzelnen Lösungen hergestellt.

Prozent	Saccharose [g]	Wasser dest. [g]	Glucose [g]	Wasser dest. [g]
5	2,5	47,5	2,5	47,5
10	5	45	5	45
15	7,5	42,5	7,5	42,5
20	10	40	10	40

Ergebnisse:

Tabelle 1: Saccharosegehalt bei 25 °C

	Saccharosegehalt [° Brix]	Dichte [g/cm ³]	Dichte laut Literatur bei 20°C [g/cm ³]	Abweichung [%]
5%	4,7	1,016	1,018	0,2
10%	9,7	1,036	1,038	0,2
15%	14,8	1,057	1,059	0,2
20%	19,8	1,079	1,081	0,2

Tabelle 2: Glucosegehalt bei 25°C

	Zuckergehalt [° Brix]	Dichte [g/cm ³]	Dichte laut Literatur bei 20°C [g/cm ³]	Abweichung [%]
5%	4,3	1,014	1,017	0,3
10%	8,7	1,034	1,037	0,3

Beobachtung/Skizze:

Bei gleicher Einwaage fällt auf, dass von Saccharose viel mehr vorhanden ist als von Glucose. Des Weiteren sieht man, dass die Einheit [°Brix] genau der Prozentangabe von Saccharose in der Lösung entspricht.

In weiterer Folge steigt die Dichte der Lösungen mit steigender Konzentration.

Erklärung:

Die Saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$, ein Disaccharid, welche durch die α -D-Glucose und β -D-Fructose aufgebaut wird, besitzt eine höhere Anzahl an Atomen und dementsprechend eine höhere molare Masse als die Glucose $C_6H_{12}O_6$, wodurch sich mehr im Becherglas befindet als bei der Glucose, obwohl man dieselben Massen abwägt.

Wie schon erwähnt, entspricht Grad Brix der Prozentual-Angabe von Saccharose in der Lösung. Das heißt, der Wert 1 °Brix bedeutet, dass sich 1g Saccharose in 100g Lösung von Saccharose und Wasser befindet. Eine andere Flüssigkeit weist ebenfalls 1 °Brix, wenn sie dieselbe Dichte wie eine 1%ige Saccharoselösung besitzt.

Durch Vergleich mit den Literaturwerten fällt auf (Tabelle 1 und 2), dass es geringe Abweichungen gibt (weisen klein wenig geringere Werte auf), die aber dadurch zu erklären sind, dass die Messungen im Experiment bei 25°C durchgeführt worden sind, während die Literaturwerte bei 20 °C angegeben sind. Bei höherer Temperatur lässt sich eine Senkung der Dichte erkennen, was annehmen lässt, dass die Messungen korrekt durchgeführt worden sind.

Vertiefender Hintergrund:

Glucose sowie Saccharose gehören zu den Verbindungen der Kohlenhydrate. Diese sind nichts anderes als Polyhydroxyaldehyde (Aldosen) bzw. -ketone (Ketosen) und werden über die Fischer-Projektion dargestellt.

Beispiele für eine Aldose wäre Glucose und für eine Ketose Fructose.

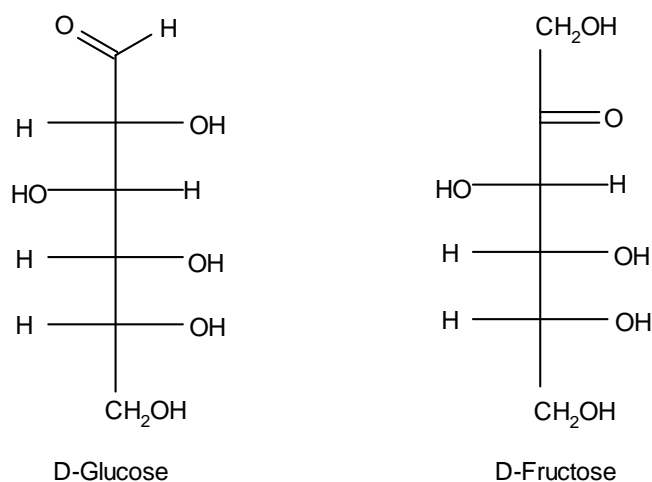


Abbildung 3: Fischer-Projektion von D-Glucose und D-Fructose (gezeichnet in Accelrys Draw 4.2)

In der Chemie der Zucker unterscheidet man zwischen Monosaccharide (Einfachzucker) und Mehrfachzucker.

Je nach Anzahl der verknüpften Monosaccharide unterscheidet man:

- Disaccharide (2 verknüpfte Einfachzucker)
- Oligosaccharide (3-10 verknüpfte Einfachzucker)
- Polysaccharide (>10 verknüpfte Einfachzucker)

Glucose und Fructose weisen jeweils sechs Kohlenstoff-Atome auf. Daher werden sie auch als Hexosen bezeichnet, wobei Glucose eine Aldohexose und Fructose eine Kethexose darstellt.

Neben den D-Zucker existieren auch L-Zucker, der als Spiegelbild zur D-Form gesehen werden kann. In der Natur selbst aber kommen hauptsächlich D-Zucker vor. Ob jetzt eine D- oder L-Form vorliegt hängt davon ab, auf welcher Seite die Hydroxylgruppe in der Fischer-Projektion am letzten chiralen C-Atom (=Kohlenstoff von vier verschiedenen Substituenten umgeben) steht.

Befindet sich diese auf der linken Seite, so handelt es sich um einen L-, ansonsten um einen D-Zucker (vgl. Bruice 2007: 883f).

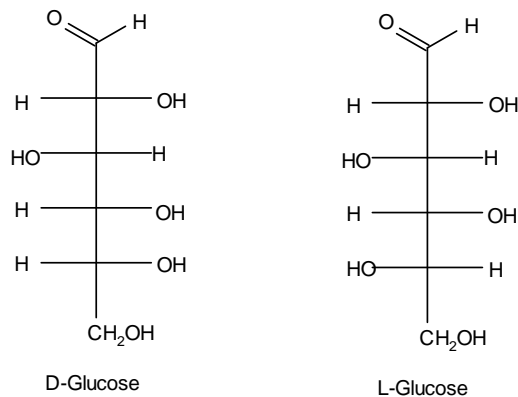


Abbildung 4: Strukturformel von D- und L-Glucose (gezeichnet in Accelrys Draw 4.2)

Jedoch liegen Zucker nicht nur in offenkettiger Form vor, sondern auch in zyklischer Form. Hierbei reagiert bei der Glucose die OH-Gruppe am 5. C-Atom mit der Aldehydgruppe. Es kommt zur Bildung eines Halbacetalrings. Dieser ist ein 6er-Ring und wird demnach auch als Glucopyranose bezeichnet. Dabei unterscheidet man die α -D-Glucose (OH-Gruppe am ersten C-Atom unten) und

die β -D-Glucose. Diese Struktur wird als Haworth-Projektion bezeichnet, wobei Hydroxylgruppen, die in der Fischer-Projektion rechts stehen, bei Haworth unten sind und umgekehrt.

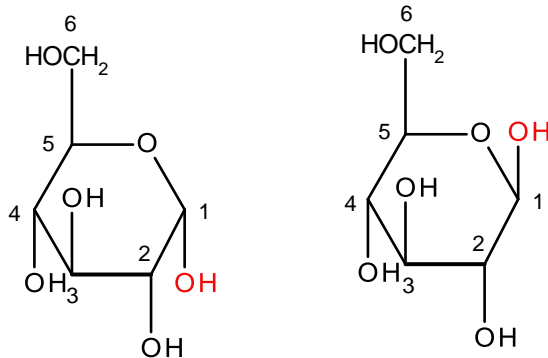


Abbildung 5: Haworth-Projektion von α -D-Glucose (links) und β -D-Glucose (rechts) (gezeichnet in Accelrys Draw 4.2)

Bei der Fructose kommt es zur Bildung eines 5-Ringes, der sogenannten Fructofuranose. Der Unterschied zur Glucose besteht darin, dass die OH-Gruppe am 5. C-Atom mit der Ketogruppe am 2. C-Atom reagiert. Ebenfalls möglich ist die Bildung eines 6-Ringes, wobei statt dem 5. C-Atom das sechste für die Ringbildung hergenommen wird.

Dabei unterscheidet man wieder die α - und die β -Form (vgl. Bruice 2007: 896f).

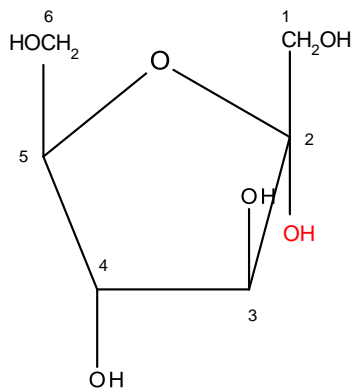


Abbildung 6: Haworth-Projektion der α -D-Fructofuranose (gezeichnet in Accelrys Draw 4.2)

Die Saccharose lässt sich jetzt durch glycosidische Bindung aus α -D-Glucose, sowie β -D-Fructose erzeugen. Dies geschieht beim C-1-Atom der Glucose und C-2-Atom der Fructose unter Wasserabspaltung, sprich es handelt sich um eine Kondensationsreaktion (vgl. Bruice 2007: 904f).

Zucker sind wie Wasser eine polare Verbindung, sie gehen mit den Wassermolekülen Wasserstoffbrückenbindungen ein, die durch die Sauerstoff-Atome am Zuckermolekül begünstigt werden. Hierbei liegt auch der Unterschied zu den Salzen, die durch Ausbildung einer Hydrathülle gelöst werden.

Didaktische Hinweise:

Dieses Experiment veranschaulicht sehr gut, was hinter der Einheit °Brix steckt. Man könnte die Aufgabenstellung theoretisch adaptieren und die Frage in den Raum werfen: „Was bedeutet °Brix?“ Die Schülerinnen und Schüler bekommen die beiden Zucker vorgegeben und müssen dann durch herstellen der Lösungen und anschließenden Messungen der Frage auf den Grund gehen.

In weiterer Folge könnte man, um die Dichteunterschiede zu verdeutlichen, die Lösungen einfärben und versuchen zu schichten.

Beschaffung und Kosten:

Glucose (C ₆ H ₁₂ O ₆): CAS Nr: 50-99-7	250g	28,00€ (VWR)
Saccharose (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁): CAS Nr: 57-50-1	250g	24,60€ (VWR)
Insgesamt:	ca.	3,30€

2.3 Zuckergehalt von Cola und Kontrolle des Füllvolumens

2.3.1 Schülerblatt

Einführung:

Auf dem Markt existieren unzählige Variationen von Softdrinks. In diesem Experiment werden verschiedene Cola-Marken auf ihren Zuckergehalt überprüft. Im zweiten Teil erfolgt eine Dichtemessung, um auf das Füllvolumen der Flasche laut Hersteller schließen zu können.

Geräte:

Waage (auf zwei Kommastellen genau), Becherglas (100 mL), 6 Bechergläser (50 mL), Magnetrührer mit Rührfisch, eventuell Filterpapier und Trichter, EasyDens, 6 Spritzen (10 mL)

Chemikalien:

Cola (Cola Fresh Spar, Cola Light Fresh Spar, Cola Life, Coke Zero, Cola Light, Cola Original)

Durchführung:

Zu allererst wird das Gewicht der vollen Flasche bestimmt. Danach wird die Cola in ein Becherglas überführt und der Rührfisch hinzugegeben. Das Kohlendioxid wird mittels Magnetrührer entfernt (ca. 5 Minuten).

Danach erfolgt die Messung der Dichte und des Zuckergehaltes mit dem EasyDens.

Nach Beendigung der Messungen wird die Masse der leeren Flasche bestimmt (Wert liegt am Platz vor). Das Volumen in der Flasche soll ermittelt werden.

Ergebnisse:

Sorte						
Dichte						

Erklärung:

Anmerkung: Das gasförmige Kohlendioxid stört bei den Messungen (keine konstanten Ergebnisse möglich), deshalb muss es zuerst entfernt werden.

2.3.2 Lehrerblatt

Ergebnisse:

Tabelle 3: Messwerte der Dichten und Füllvolumina der verschiedenen Cola-Sorten

Sorte	Cola Fresh	Cola Light Fresh	Cola Life	Coke Zero	Cola Light	Cola Original
Dichte [g/cm^3]	1,034	0,998	1,018	0,998	0,997	1,038
Füllvolumen [L]	0,50	0,50	0,49	0,50	0,50	0,50

Erklärung:

Cola Light oder Coke Zero enthalten nicht wie die anderen Cola-Sorten Zucker (Saccharose), sondern Zuckerersatzmittel, wie etwa Aspartam, das etwa keine Kalorien besitzen, aber dennoch viel süßer als der herkömmliche Zucker sind. Die Zuckerersatzmittel haben in ihrer Struktur auch keine Ähnlichkeiten mit Aldehyden und Ketonen. Das EasyDens liefert demnach keine Messwerte für den Zuckergehalt.

Die geringen Abweichungen beim Füllvolumen lassen sich dadurch erkennen, dass die Dichte mit dem Gerät „nur“ auf drei Kommastellen genau erfasst werden kann.

Vertiefender Hintergrund:

Saccharoselösungen, die länger irgendwo lagern, hydrolysieren mit der Zeit in eine 1:1 Mischung einer Lösung aus Glucose und Fructose. Diese Mischung wird als Invertzucker bezeichnet und führt zu einer Erhöhung der Dichte, was somit eine verlässliche Messung der Dichte unmöglich macht. Bei hohen Temperaturen oder bei Säuren (Phosphorsäure, Kohlensäure und Zitronensäure in Cola) erfolgt dieser Vorgang noch leichter (vgl. Bruice 2007: 908).

Somit müssen Hersteller bei ihrem Rezept immer angeben, ob die Messung des Zuckergehaltes beim frischen Produkt (also nur Saccharose vorhanden) oder beim invertierten Produkt (Invertzucker vorhanden) erfolgt ist.

Bei manchen Proben konnte kein Zuckergehalt gemessen werden (Coke Zero, Cola Light). Doch warum schmecken diese dennoch süß?

Der Grund liegt darin, dass diese Proben Zuckerersatzstoffe enthalten, die mit dem Aufbau von Aldosen und Ketosen nichts gemeinsam. Sprich diese Getränke enthalten keine Glucose, Fructose bzw. Saccharose, demnach kann auch kein Zuckergehalt in der Probe bestimmt werden. Als Zuckerersatz befinden sich Cyclamat, Aspartam und Acesulfam-Kalium (200x süßer als Saccharose) in diesen Getränken. Weitere Zuckerersatzmittel stellen Saccharin (300x süßer als Glucose), Dulcin und Sucralose (600x süßer als Glucose) dar (vgl. Bruice 2007: 915f).

Bei der Bestimmung des Füllvolumens sollte mit der scheinbaren Dichte ρ_{app} , welche als Gewicht in der Luft durch Volumen definiert wird, gerechnet werden.

$$\rho_{app} = \frac{W}{V}$$

W... Gewicht in der Luft

V... Volumen

Da die scheinbare Dichte vom Luftauftrieb der Probe und des Wägegewichts abhängt und der Dichte des Wägegewichts abhängt, berücksichtigt man zur Bestimmung von ρ_{app} folgende Formel:

$$\rho_{app} = \frac{\rho_{wahr,Probe} - \rho_{Luft}}{1 - \frac{\rho_{Luft}}{\rho_{Stahl}}}$$

$\rho_{wahr,Probe}$... wahre Dichte der Probe (gemessene Dichte)

ρ_{Luft} ... wahre Dichte der Luft

$$\rho_{Luft} = 0,001 \text{ g/cm}^3$$

ρ_{Stahl} ... wahre Dichte des Referenzmaterials für das Wägegewicht (Stahl)

$$\rho_{Stahl} = 8,0 \text{ g/cm}^3 \text{ (Anton Paar: Good Density Measurement)}$$

Für das Füllvolumen wird noch folgende Beziehung benötigt:

$$V = \frac{\text{Masse der Probe im Behälter } m}{\rho_{app} \cdot 1000}$$

Der Faktor 1000 im Nenner dient zur Umrechnung auf Liter.

Didaktische Hinweise:

Dieser Versuch eignet sich sehr gut, um zu zeigen welchen Einfluss Zucker auf die Dichte einer Lösung besitzen kann. Des Weiteren kann man auf das Thema Zuckerersatzmittel zurückgreifen und auf eventuelle Vor- und Nachteile eingehen (würde als gutes Thema für ein Referat herhalten).

Für das Berechnen des Füllvolumens sollte der Begriff der scheinbaren Dichte in der Klasse gemeinsam erarbeitet werden, da dieser sicherlich völlig unbekannt sein wird, das heißt Formeln und Konstanten werden angegeben.

Um Zeit einzusparen lassen sich die Proben auf die Gruppen aufteilen. Die Ergebnisse können dann durch eine anschließende Diskussion an allen weitergegeben werden.

Das Experiment selbst sollte als Abschluss zum Thema Kohlenhydrate gewählt werden, da es nochmals die ganze Theorie wiederholt.

Beschaffung und Kosten:

Die verschiedenen Cola-Sorten wurden im Supermarkt (Spar) gekauft und können auch für andere Experimente verwendet werden.

Cola fresh + Cola light fresh:	0,5L	je 0,55€
Coca Cola Life:	0,5L	1,09€
Coke Zero, Cola Light, Cola original:	0,5L	je 1,15€
Insgesamt (für das Experiment):	ca.	0,20€

2.4 Konzentrationen – Erstellung eines Salzgradienten

2.4.1 Schülerblatt

Einführung:

Hier werden Natriumchloridlösungen unterschiedlicher Konzentration (5, 10 und 20%) hergestellt und jeweils die Dichte gemessen. Für eine anschauliche Darstellung dieser Messungen werden die Lösungen mit Lebensmittelfarbe eingefärbt und vorsichtig in einem Glas geschichtet.

Geräte:

Becherglas (250 mL), Becherglas (100mL), 4 Bechergläser (50 mL), Spatel, Waage, EasyDens, 4 Spritzen (10 mL), Glasstab

Chemikalien:

Natriumchlorid NaCl (s), destilliertes Wasser, Lebensmittelfarbe (Dr. Oetker Back- und Speisefarben),

Durchführung:

Es werden jeweils 50 mL einer 5, 10 und 20% NaCl-Lösung hergestellt (Waage). Des Weiteren werden 50 mL dest. Wasser in einem Becherglas vorbereitet. Danach erfolgt die Dichtemessung mittels EasyDens.

Die Lösungen bzw. das Wasser werden mit Lebensmittelfarbe eingefärbt. Danach erfolgt das Schichten der einzelnen Lösungen in einem großen Becherglas, wobei mit der Lösung der größten Dichte begonnen wird.

Das Schichten der Lösungen funktioniert am besten mit einer Spritze. Dieser Vorgang sollte aber vorsichtig durchgeführt werden, um nichts zu durchmischen.

Prozent [%]	0	5	10	20
Wasser [g]	50			
Natriumchlorid [g]	0			
Dichte [g/cm ³]				

Anmerkung: Eventuell muss beim Schichtvorgang auf die 10%ige NaCl-Lösung verzichtet werden, um ein besseres Ergebnis erzielen zu können.

2.4.2 Lehrerblatt

Ergebnisse:

Tabelle 4: Messung der Dichte der NaCl-Lösungen und von Wasser

Prozent [%]	0	5	10	20
Wasser [g]	50	47,5	45	42,5
Natriumchlorid [g]	0	2,5	5	7,5
Dichte [g/cm^3]	0,996	1,032	1,069	1,145

Beobachtung/Skizze:



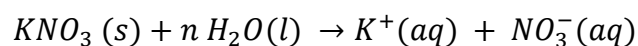
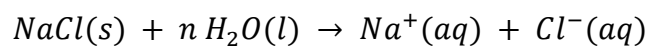
Abbildung 7: Schichten der Lösungen

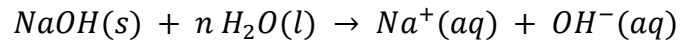
Die Dichte steigt mit höherer Konzentration. Des Weiteren lassen sich die einzelnen Lösungen übereinanderschichten.

Erklärung:

Der Wert der Dichte steigt aufgrund der größeren Einwaagen der zu lösenden Chemikalien. Aufgrund der Dichteunterschiede lassen sich die Lösungen „stapeln“, jedoch durchmischen sie sich mit der Zeit, weil alle Lösung in dest. Wasser gelöst wurden, sprich im gleichen Medium.

Für das Lösen der Salze im destillierten Wasser lassen sich folgende Reaktionsgleichungen aufstellen:





s... fest (solid)

l ... flüssig (liquid)

aq ... hydratisiert

Vertiefender Hintergrund:

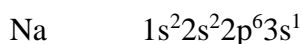
Ionenbindung:

Bei den Chemikalien handelt es sich bei näherer Betrachtung um Salze. Diese entstehen, wenn sich Metall (links im Periodensystem PSE) und Nichtmetall (rechts im PSE) verbinden. Dabei überträgt das Metall dem Nichtmetall ein Elektron (für Metalle der 1. Gruppe). Es kommt zur Bildung von Ionen. Das Atom, das ein Elektron abgibt, wird zum Kation (positiv geladen), das andere, welches dieses aufnimmt, zum Anion (negativ geladen). Diese Bindung wird als Ionenbindung bezeichnet (Demuth/Parchmann/Ralle 2007: 260).

Oktettregel:

Dabei gehorchen die Atome immer der sogenannten Oktettregel, das heißt, sie wollen in ihrer äußersten Sphäre insgesamt 8 Elektronen aufweisen, also Edelgaskonfiguration erreichen. Als Beispiel betrachtet man NaCl:

Natrium besitzt folgende Elektronenkonfiguration:

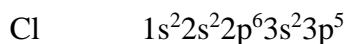


Dieses besitzt in der ersten Sphäre 2, in der zweiten Sphäre 8, wobei diese in ein s- und p-Orbital aufgeteilt ist, und in der dritten Sphäre 1 Elektron.

Für die Oktettregel betrachten wir nur die Elektronen der letzten Sphäre, die sogenannten Außen- oder Valenzelektronen.

Um Edelgaskonfiguration zu erhalten, gibt das Natrium-Atom ein Elektron an das Chlor-Atom ab, wird dabei einfach positiv geladen (Na^+) und es kommt zur Bildung eines Kations. Das Natrium-Ion weist jetzt die Konfiguration des Neons auf.

Umgekehrt verläuft es beim Chlor:



Hier findet man in der dritten Sphäre 7 Elektronen vor. Das bedeutet, dass das Chlor-Atom ein Elektron noch aufnehmen muss. Dieses bekommt es vom Natrium-Atom. Es kommt zur Bildung eines negativ geladenen Teilchens, eines Anions, genauer gesagt eines Chlorid-Ions (Cl^-), welches die Elektronenkonfiguration des Argons besitzt (Magyar/Liebhart/Jelinek 2006: 24).

Ionengitter:

Aufgrund der elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Raum untereinander, kommt es zur Ausbildung eines dreidimensionalen Ionengitters. Dabei sind die Ionenbindungen in einzelnen Gitterebenen angeordnet.

Dieses Gitter weist unterschiedliche Eigenschaften auf:

Es ist in der Regel im festen Zustand sehr stabil, jedoch kann dieses spröde werden, indem unter Einwirkung von Kraft es zur Verschiebung der einzelnen Ebenen kommt. Dabei kommen sich die Anionen bzw. Kationen sehr nahe, was schlussendlich zur Zerstörung des Ionengitters führt.

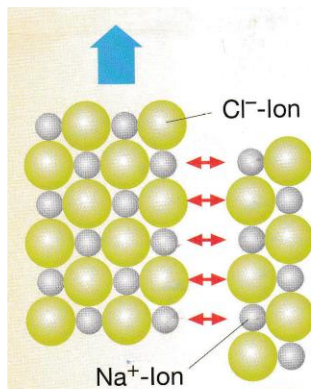


Abbildung 8: Verschiebung der Gitterebenen und resultierende Spaltung des Salzkristalls (Magyar/Liebhart/Jelinek 2006: 38)

In weiterer Folge kann keine elektrische Leitfähigkeit bei Ionenkristalle beobachtet werden, weil die Ionen im Gitter fest verankert sind und nicht als elektrische Ladungsträger fungieren können. Erst in Schmelzen können sich diese frei bewegen, was somit zur Erhöhung der elektrischen Leitfähigkeit führt.

Des Weiteren kommt es zur Freisetzung von Energie, wenn es zur Bildung von Ionenbindungen aus den Elementen kommt. Diese Energie wird als sogenannte Gitterenergie (hier als $E(\text{Gitter})$ bezeichnet) bzw. Gitterenthalpie, welche die Bindungsstärke der Ionen beschreibt, die untereinander im Ionengitter wirken, bezeichnet. Diese Energie ist in den meisten Fällen sehr groß, das heißt, es muss

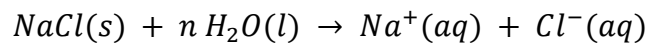
erst eine hohe Arbeit aufgewendet werden, um diese Ionen voneinander zu trennen (Magyar/Liebhart/Jelinek 2006: 36f).

Hydratationsvorgang:

Beim Abbau des Ionengitters in Wasser muss Energie aufgebracht werden, um die Coulomb-Kräfte zwischen den Ionen erst einmal zu überwinden. Diese wird durch den Lösungsvorgang aufgebracht, welche als Hydratationsenergie ($E(\text{Hydratation})$) bzw. Hydratationsenthalpie bezeichnet wird.

Wasser besteht aus zwei Dipolmolekülen (Wasserstoff und Sauerstoff). Der Wasserstoff mit dem positiven bzw. der Sauerstoff mit dem negativen Dipolmoment docken sich an die entgegengesetzt geladenen Ionen an. Dieser Vorgang umgibt somit die Ionen mit einer sogenannten Hydrathülle, was zuerst zur Zerstörung des NaCl-Kristalls führt und zur Entfernung der einzelnen Ionen von der Festkörperoberfläche, welche schließlich als hydratisierte Teilchen in Lösung vorliegen.

Die Reaktionsgleichung für das Lösen eines NaCl-Kristalls kann folgendermaßen angeschrieben werden (Demuth/Parchmann/Ralle 2007: 270f):



Die Lösungsenergie ($E(\text{Lösung})$ oder ΔH) bzw. Lösungsenthalpie kann somit durch folgende Gleichung erfasst werden:

$$E(\text{Lösung}) = E(\text{Gitter}) - E(\text{Hydratation})$$

Wenn die Hydratationsenthalpie größer als die Gitterenthalpie ist, bekommt die Lösungsenthalpie ein negatives Vorzeichen und das Salz löst sich exotherm in Wasser unter Freisetzung von Wärme (wie etwa bei Natriumhydroxid).

Wenn aber der umgekehrte Fall gilt, das heißt, wenn die Gitterenthalpie einen größeren Wert als die Hydratationsenthalpie besitzt, dann erhält die Lösungsenthalpie ein positives Vorzeichen und das Salz löst sich unter Aufnahme von Wärme aus der Umgebung, was die Lösung abkühlen lässt (siehe Kaliumnitrat).

Im Allgemeinen versteht man unter einer exothermen Reaktion einen Vorgang, bei der Energie freigesetzt wird (nicht immer!), wobei die Energie der Ausgangsstoffe, die sogenannten Edukte, größer ist, als die der Endstoffe, den Reaktionsprodukten. Diese Reaktionen laufen meist spontan ab (siehe weiter unten exergonisch und endergonisch), aber es gibt welche bei denen auch Energie aufgebracht werden muss, damit sie in Gang kommt. Aber dieser Teil ist geringer als die am Ende gewonnene Energie.

Bei einer endothermen Reaktion muss mehr Energie zugeführt werden als am Ende erhalten wird. Die Edukte sind somit energetisch niedriger als die Produkte und daher läuft dieser Reaktionstyp nicht spontan ab (Demuth/Parchmann/Ralle 2007: 410).

Entropie und Gibbs-Helmholtz-Gleichung:

Jetzt stellt sich aber noch die Frage, warum sich Salze trotzdem spontan lösen, obwohl der Vorgang scheinbar endotherm abläuft.

Der Grund hierfür liegt in einer weiteren Größe, der sogenannten Entropie (S), welches das Maß für die Unordnung darstellt. Denn ein System versucht immer, den größten Unordnungsgrad zu erreichen, das heißt eine möglichst hohe Entropie anzustreben, da hierbei Energie freigesetzt wird. Um Ordnung wieder herzustellen, muss Energie aufgewandt werden. (Zum Beispiel fällt es sehr schwer, sein Zimmer aufzuräumen, also Ordnung zu schaffen, aber umgekehrt beinhaltet es weniger Schwierigkeiten, Unordnung zu schaffen.)

Ob sich jetzt ein Salz löst, hängt von mehreren Größen ab. Erstens spielt die Differenz zwischen der Gitterenthalpie und Hydratationsenthalpie (ΔH , Enthalpie) eine große Rolle und unter anderem auch die Änderung des Unordnungsgrades ($\Delta S = S_{Ende} - S_{Anfang}$). Bei konstanter Temperatur in Kelvin K (isothermer Prozess) und konstantem Druck p (isobarer Prozess) gilt die von Gibbs und Helmholtz aufgestellte Gleichung, die Gibbs-Helmholtz-Gleichung:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

G... Gibbs'sche Energie oder freie Enthalpie

Die freie Enthalpie gibt somit auch an, ob eine Reaktion spontan (freiwillig) oder nicht spontan vonstattengeht. Wenn $\Delta G < 0$ ist, liegt ein spontaner Vorgang vor, welcher exergonisch abläuft. Bei $\Delta G > 0$ läuft der Prozess endergonisch, also nicht spontan ab.

Bei $\Delta G = 0$ liegt ein chemisches Gleichgewicht vor.

Doch warum lösen sich die meisten Salze jetzt spontan, obwohl die Enthalpie kleiner Null ist?

Die Antwort lässt sich wiederum auf die Entropie zurückführen. Denn am Anfang herrscht im Salzkristall große Ordnung. Aber mit Beginn des Löseprozesses nimmt dieser Ordnungszustand ab und die Entropie dementsprechend auch zu. Damit besitzt die Unordnung im Wasser zunächst einen hohen Wert, was sich aber durch Bildung der Hydrathüllen um die Ionen wieder ändert. Doch genau diese Entropiezunahme während des Löseprozesses sorgt dafür, dass trotz eines positiven Wertes für ΔH die freie Enthalpie negativ ist und das Salz sich somit spontan löst (Demuth/Parchmann/Ralle 2007: 425f).

Didaktische Hinweise:

Den Schülerinnen und Schülern können auch Proben vorgelegt werden und sie müssen die gegebenen Konzentrationen zuordnen.

Des Weiteren können auch Kontrollkärtchen angefertigt werden, damit die Lernenden ihre Ergebnisse für die Einwaagen vergleichen können.

Konzentrationen können dann in Verbindung mit dem Begriff Mol (Sekundarstufe II) gebracht werden.

Alternativ können verschiedenste Haushaltsprodukte eingesetzt werden, um das Schichten durchzuführen, wie etwa Honig, Spiritus, Milch etc. Dafür müssen aber zuerst ebenfalls die Dichten bestimmt werden, um eine eventuelle Durchmischung zu vermeiden.

Der Versuch selbst eignet sich sehr gut, um die Dichteunterschiede zu visualisieren, denn dadurch kann die Klasse die Bedeutung der Dichte im Alltag erleben und diese mit etwaigen Vorkommnissen in der Natur in Verbindung bringen (z.B.: Umweltverschmutzung wie Ölfilm auf Wasser usw.).

Beschaffung und Kosten:

Natriumchlorid (NaCl): CAS Nr: 7647-14-5	1kg	40,90€ (VWR)
Kaliumnitrat (KNO ₃): CAS Nr: 7757-79-1	500g	30,70€ (VWR)
Natriumhydroxid (NaOH): CAS Nr: 1310-73-2	500g	26,20€ (VWR)
Lebensmittelfarbe (beliebig oft verwendbar):	4Pack.	2,79€ (Supermarkt)
Insgesamt:	ca.	3,70€

2.5 Konzentrationen – Verdünnungsreihen herstellen

2.5.1 Schülerblatt

Einführung:

Ausgehend von einer 1 M Salzsäure bzw. Natronlauge sollen Verdünnungen mit 0,1/0,25/0,5/0,75 M (jeweils 50 mL) hergestellt und auf ihre Dichte überprüft werden.

Geräte:

Messpipette (10 mL), Vollpipette (20 mL), Pipettierhilfe, Messkolben (50 mL), EasyDens, 2 Spritzen (10 mL), Becherglas (100 mL), eventuell Becherglas (50 mL)

Chemikalien:

Natronlauge (1 M)

Salzsäure (1 M)

destilliertes Wasser



Durchführung:

Die Lösungen sind schon vorbereitet und zur Messung bereit. Wer aber will, kann sehr gerne selbst Hand anlegen und folgende Aufgabenstellung befolgen.

Ziehe ein Kärtchen mit der Aufgabenstellung.

Rechne dir aus, welche Mengen du für die Verdünnung benötigst und lasse dies durch die Lehrperson überprüfen.

Führe die Verdünnung durch (zuerst das Wasser, dann die Säure/Lauge) und messe die Dichte der Lösung (Temperatur notieren) mit dem EasyDens.

Für die Berechnung der Verdünnungen ist folgende Formel von Bedeutung:

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

Konz. HCl [M]	0,1	0,25	0,5	0,75
Dichte HCl [g/cm ³]				
Konz. NaOH [M]	0,1	0,25	0,5	0,75
Dichte NaOH [g/cm ³]				

Erklärung:

2.5.2 Lehrerblatt

Ergebnisse:

Tabelle 5: Dichtewerte in $[\frac{g}{cm^3}]$ von NaOH und HCl mit unterschiedlichen Konzentrationen bei 20 °C

Konz. HCl [M]	0,1	0,25	0,5	0,75
Dichte HCl [g/cm ³]	0,998	1,002	1,006	1,010
Konz. NaOH [M]	0,1	0,25	0,5	0,75
Dichte NaOH [g/cm ³]	1,001	1,010	1,022	1,033

Erklärung:

Bei Verdünnungsaufgaben bedient man sich der Formel:

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

c_1 ...Konzentration der Ausgangslösung

c_2 ...gewünschte Konzentration

V_1 ...gesuchtes Volumen der Ausgangslösung

V_2 ...gewünschtes Gesamtvolumen

Beispiel 0,1 M HCl:

$$1 \cdot V_1 = 0,1 \cdot 0,05 \rightarrow V_1 = 5mL$$

Das heißt, es werden 5 mL an 1 M HCl und 45 mL dest. Wasser benötigt, um 50 mL 0,1 molarer HCl herzustellen.

Vertiefender Hintergrund:

Für dieses Experiment wurde eine 1 molare Salzsäure bzw. Natronlauge vorgelegt, aus denen daraufhin die Verdünnungen hergestellt wurden.

Berechnungen HCl:

Ausgang: 37%ige Salzsäure

$$\text{Dichte} = 1,180 \text{ kg/L}$$

$$M = 36,46 \text{ g/mol (alle Angaben laut Hersteller)}$$

Ziel: $c = 1 \text{ mol/L}$

$$V = 50 \text{ mL}$$

$\rho = 1,180 \frac{kg}{L} \Rightarrow 1 \text{ Liter HCl wiegt } 1,180 \text{ kg.}$

Davon sind 37% reine HCl, das heißt:

$$1,180 \frac{kg}{L} \cdot 0,37 = 0,437 \frac{kg}{L} = 437 \frac{g}{L} = m'$$
$$\frac{m'}{M} = \frac{437 \frac{g}{L}}{36,46 \frac{g}{mol}} = 11,99 \frac{mol}{L}$$

Wir wissen, dass eine 37%ige Salzsäure einer Konzentration von 11,99 mol/L entspricht.

Nun bedient man sich der Verdünnungsformel von vorhin und erhält:

$$11,99 \cdot V_1 = 1 \cdot 0,05 \rightarrow V_1 = 4,2 \text{ mL}$$

Somit muss man 4,2 mL 37%iger Salzsäure mit destilliertem Wasser auf 50 mL (also 45,8 mL) verdünnen, um eine 1 molare HCl zu erhalten.

Um genauer zu arbeiten, wird die HCl auch eingewogen. Durch folgende Beziehung gilt dann:

$$\text{Masse} = \text{Dichte} \cdot \text{Volumen} \leftrightarrow m = \rho \cdot V$$
$$m = 1180 \frac{g}{L} \cdot 0,0042 \text{ L} = 4,96 \text{ g}$$

Also wiegen 4,2 mL HCl 4,96 g.

Berechnungen NaOH:

Ausgang: $M = 39,997 \text{ g/mol}$

Ziel: $c = 1 \text{ mol/L}$

$V = 50 \text{ mL}$

Es gilt:

$$n = c \cdot V = 1 \frac{mol}{L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

Jetzt lässt sich die Masse an NaOH berechnen:

$$m = n \cdot M = 0,05 \text{ mol} \cdot 39,997 \approx 2 \text{ g}$$

Das heißt, es müssen 2 g NaOH in 50 mL destilliertem Wasser gelöst werden, um eine 1 molare Natronlauge zu erhalten.

Didaktische Hinweise:

Dieser Versuch selbst wurde an der BG/BRG Carneri durchgeführt. Die Schwierigkeit dabei bestand nicht in der Bedienung des Gerätes, sondern eher bei den Berechnungen der Mengen, die für die Verdünnungen benötigt werden.

Daher empfiehlt es sich, vorher die Bedeutung der Verdünnungsformel nochmals mit der Klasse durchzugehen, um spätere Schwierigkeiten zu vermeiden bzw. um Zeit einzusparen.

Des Weiteren lässt sich dieses Experiment sehr gut mit den Themen Volumina und Mol verbinden (man kann diese als separate Durchführungen zur vorliegenden hinzufügen).

Für die Einteilung der Schülerinnen und Schüler in Gruppen können Kärtchen mit der entsprechenden Konzentration und Säure/Lauge angefertigt werden, die dann selbst von ihnen per Zufall gezogen werden können. Dabei sollte in einer Klassenliste die Aufgabenstellung für jeden Lernenden notiert werden, weil in den Protokollen oft vergessen wurde zu erwähnen, welche Verdünnung überhaupt hergestellt werden musste. In weiterer Folge muss man nicht von einer 1 M Ursprungslösung ausgehen, sondern kann spontan wählen. Jedoch vereinfachen sich bei 1 M Lösungen die Berechnungen enorm und die Schülerinnen und Schüler tun sich demnach auch leichter.

Beschaffung und Kosten:

Salzsäure (HCl): CAS Nr: 7647-01-0	1L	24,70€ (VWR)
Natriumhydroxid (NaOH): CAS Nr: 1310-73-2	500g	26,20€ (VWR)
Insgesamt:	ca.	2,10€

Entsorgung:

Die Salzsäure bzw. Natronlauge können für weitere Experimente verwendet werden. Ansonsten beide miteinander neutralisieren und in den Abguss schütten.

2.6 Anomalie des Wassers

2.6.1 Schülerblatt

Einführung:

In diesem Experiment wird die Anomalie des Wassers anschaulich mit dem EasyDens verdeutlicht. Dabei werden Temperaturen von ca. 2 °C bis 20 °C hergenommen.

Geräte:

2 Bechergläser (100 mL/500 mL), 2 Spritzen (10 mL), EasyDens, Gefrierschrank (optional)

Chemikalien:

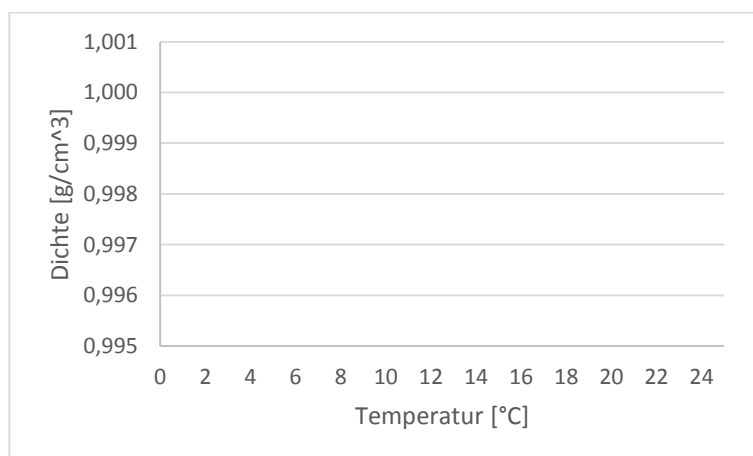
destilliertes Wasser, Eis, Salz (Speisesalz)

Durchführung:

Das destillierte Wasser wird mit den Spritzen in den Gefrierschrank gegeben. Wenn solch einer nicht vorhanden ist, kann zur Kühlung auch ein Eis-Salz-Gemisch hergestellt werden.

Daraufhin erfolgt die Messung der Dichten bei den jeweiligen Temperaturen (die Werte werden im Diagramm eingezeichnet). Für die Messungen empfiehlt es sich, bei der tiefsten Temperatur anzufangen und für die restlichen Werte abzuwarten, weil sich der Wert der Dichte bei der jeweiligen Temperatur automatisch anpasst.

Beobachtung/Skizze:



Erklärung:

2.6.2 Lehrerblatt

Ergebnisse:

Tabelle 6: Dichte von Wasser bei versch. Temperaturen

Dichte H ₂ O [g/cm ³]	Temperatur [°C]
0,997	20
0,998	15
0,999	10
0,999	9
1	8
1	7
1	6
1	5
1,001	4
1	3

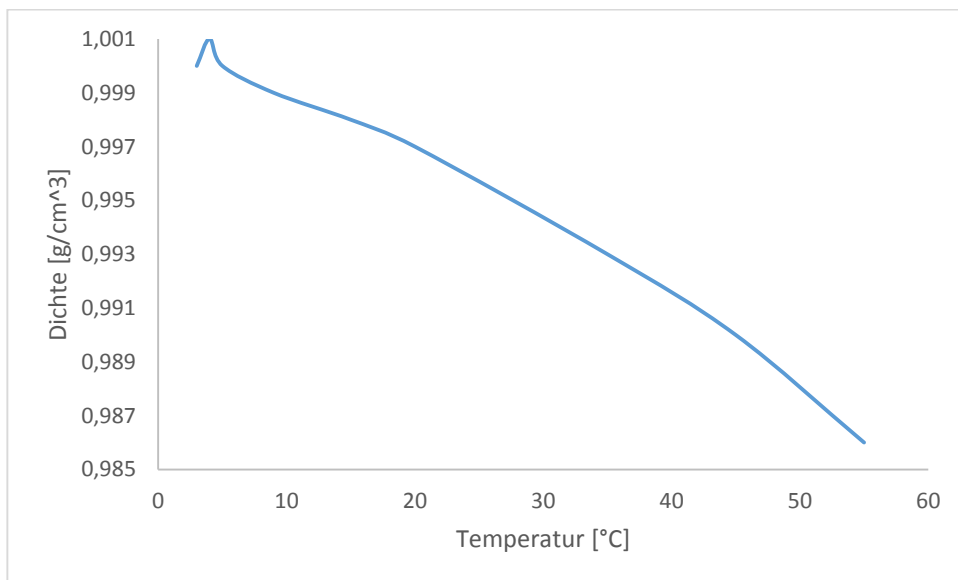


Abbildung 9: Dichte-Temperatur-Kurve von Wasser

Beobachtung:

Es lässt sich erkennen, dass die Dichte mit niedrig werdender Temperatur steigt, bis sie bei 4 °C ihr Maximum findet. Bei weiterer Senkung der Temperatur fällt ihr Wert wieder.

Erklärung:

Bei höherer Temperatur haben die Moleküle mehr Energie und bewegen sich mit größeren Geschwindigkeiten, wodurch sich das Volumen vergrößert und die Dichte abnimmt.

Der Grund für die Dichteanomalie des Wassers besteht in zwischenmolekularen Wechselwirkungen, wodurch die Wassermoleküle miteinander verkettet werden. Bei 4 °C nehmen die Wassermoleküle am wenigsten Platz ein, dementsprechend liefert dies einen höheren Wert für die Dichte. Durch Senkung der Temperatur brauchen diese Bindungen wieder mehr Raum (Ausbildung eines Kristallgitters), was die Senkung der Dichte mit sich bringt (Demuth/Parchmann/Ralle 2007: 270).

Der Wert von 1,001 g/cm^3 bei 4°C lässt sich durch eine nicht präzise Kalibrierung des Gerätes erklären (normal nur maximale Dichte des Wassers von 1,000 g/cm^3 mit dem EasyDens möglich). Die Anomalie des Wassers lässt sich aber mit dem Dichtemessgerät dennoch gut zeigen.

Vertiefender Hintergrund:

Im Eis kommt es zur Ausbildung einer Gitterstruktur aufgrund der Wasseratome, die einerseits durch die positive Teilladungen am Wasserstoff-Atom, sowie durch den beiden freien Elektronenpaaren am Sauerstoff-Atom, welches eine negative Teilladung aufweist, bewirkt wird.

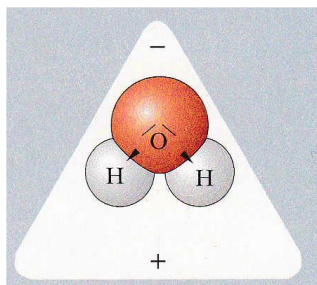


Abbildung 10: Das Wassermolekül als permanenter Dipol
(Demuth/ Parchmann/ Ralle 2009: 268)

Dabei umgibt ein Sauerstoff-Atom jeweils vier Wasserstoffatome (zwei über die Elektronenpaarbindung und zwei über Wasserstoffbrückenbindungen). Dies

geschieht über eine Tetraeder-Bildung, wobei das Sauerstoff-Atom das Zentrum bildet.

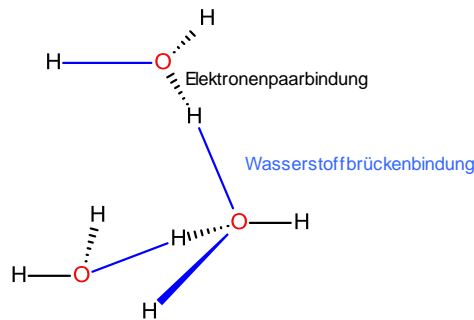


Abbildung 11: Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Wassermolekülen (gezeichnet in Accelrys Draw 4.2)

Durch Temperaturerhöhungen bricht nach und nach die Eiskristallstruktur, was somit auch zu einer größeren Dichte führt, die bei 4°C ihren höchsten Wert erreicht.

Je weiter die Temperaturen erhöht werden, desto mehr Wasserstoffbrückenbindungen werden aufgebrochen. Das heißt, die Wassermoleküle bekommen mehr Energie und bewegen sich demnach auch schneller. Sie nehmen mehr Volumen ein, was zur Senkung der Dichte beiträgt (Demuth/Parchmann/Ralle 2007: 268f).

Didaktische Hinweise:

Dieser Versuch an sich braucht etwas Geduld und muss bei den Schülerinnen und Schülern nicht immer von Erfolg gekrönt sein. Wichtig dabei ist, dass das dest. Wasser und die Spritzen stets gekühlt sind und dass die Messungen sehr rasch erfolgen.

Didaktisch gesehen kann man mit diesem Experiment die Aggregatzustände wiederholen, sowie Phasendiagramme in den Unterricht einführen.

Beschaffung und Kosten:

Speisesalz:	500g	0,99€ (Spar)
Destilliertes Wasser (H ₂ O):	5 L	1,99 € (Obi)

2.7 Säuren und Basen – Volumetrische Titration

2.7.1 Schülerblatt

Einführung:

Es liegt eine Säure unbekannter Konzentration vor. Es soll durch Titration mit Natronlauge diese herausgefunden werden. Es soll die Veränderung der Dichte bei Zugabe der Lauge laufend gemessen werden.

Geräte:

Erlenmeyerkolben (50 mL), Becherglas (250 mL), Becherglas (100 mL), Bürette (50 mL) mit Bürettenhalter, Trichter, Stativ (Muffe + Klemme), pH-Papier (Universalindikatorpapier), EasyDens, 2 Spritzen (10 mL), Glastrichter

Chemikalien:

Salzsäure HCl (unbekannte Konzentration)

Natronlauge NaOH (0,5 M)

Eis



Durchführung:

Es werden 10 mL HCl in einem Erlenmeyerkolben vorgelegt. Die Bürette wird mit Natronlauge bis zur Nullmarkierung aufgefüllt.

Danach wird immer 1 mL NaOH hinzugefügt, gut durchmischt und daraufhin die Dichte bei 20 °C vermessen (Kühlung notwendig!).

So verfährt man weiter, bis der Äquivalenzpunkt erreicht worden ist (Überprüfung mit pH-Papier oder pH-Meter). Man fügt schrittweise nochmal dieselbe Menge der bisher dazugegebenen NaOH dazu und vermisst jeweils die Dichte.

[Um eine Titrationskurve zu erhalten, empfiehlt es sich auf einen fertigen Graphen (x-Achse = hinzugefügte NaOH, y-Achse = pH-Wert 1-14) das pH-Papier aufzulegen (1 cm große Stücke).]

Beobachtung/Skizze:

Erklärung:

2.7.2 Lehrerblatt

Ergebnisse:

Tabelle 7: Dichte von HCl und NaOH bei 25 °C

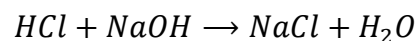
	Konz. [mol/L]	Dichte [g/cm ³]
HCl	-	1,005
NaOH	0,5	1,018

Tabelle 8: Dichte nach hinzugefügter NaOH bei 25 °C

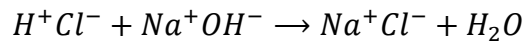
hinzugefügte ml NaOH [ml]	Dichte [g/cm ³]
1	1,005
2	1,006
3	1,006
4	1,006
5	1,006
6	1,006
7	1,006
8	1,006
9	1,007
10	1,007
15	1,009
20	1,010

Erklärung:

Bei der Titration von Salzsäure mit Natronlauge handelt es sich um folgende Reaktion:



Genauer gesagt sollte die Gleichung in Ionenschreibweise umgeschrieben werden, da es sich hier um Lösungen handelt (Magyar/ Liebhart/ Jelinek 2006: 62):



Für starke Säuren bzw. Laugen gilt dabei, dass diese vollständig dissoziiert vorliegen, das heißt im stark sauren Bereich sind bei Lösungen neben den Wassermolekülen die Hydronium-Ionen (H₃O⁺) und das Säure-Anion und im stark basischen Bereich die Hydroxid-Ionen (OH⁻) und das Basen-Kation vorhanden (siehe Abbildung 12) (Magyar/ Liebhart/ Jelinek 2006: 56).

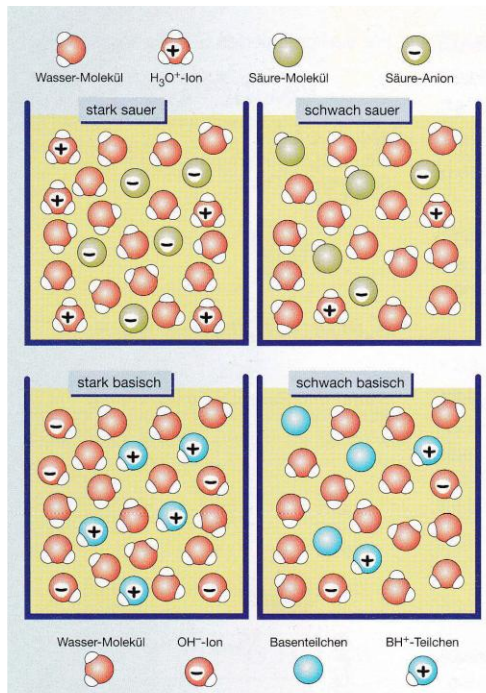


Abbildung 12: Starke bis schwache saure und basische Lösungen
(Magyar/ Liebhart/ Jelinek 2006: 56)

Um jetzt die Konzentration der Säure zu bestimmen, muss folgende Beziehung am Äquivalenzpunkt gelten:

$$V_{HCl} \cdot [HCl] = V_{NaOH} \cdot [NaOH]$$

V_{HCl} ...Volumen der vorgelegten Säure [mL]

[HCl]...Konzentration der vorgelegten Säure [mol/L]

V_{NaOH} ...Volumen der zugegebenen Lauge [mL]

[NaOH]...Konzentration der zugegebenen Lauge [mol/L]

Das heißt, um eine bestimmte Stoffmenge der Salzsäure zu neutralisieren, wird dieselbe Stoffmenge an Natronlauge benötigt.

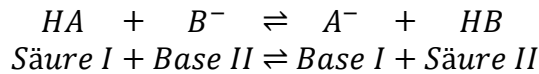
Durch Einsetzen der entsprechenden Werte lässt sich somit auf die unbekannte Konzentration der Salzsäure schließen (Magyar/ Liebhart/ Jelinek 2006: 63).

Die Erhöhung der Dichte lässt sich durch das Hinzufügen der Natronlauge erklären, die eine höhere Dichte als die Salzsäure aufweist.

Vertiefender Hintergrund:

Allgemein liegt eine Säure-Base-Reaktion vor. Nach Johannes Brønsted definiert man Säuren als Stoffe, die Protonen, sprich H^+ -Ionen abgeben, während Basen diese aufnehmen. Genauer gesagt fungieren Säuren (HA) als Protonen-Donator und Basen (B^-) als Protonen-Akzeptor.

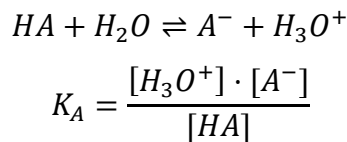
Der Vorgang lässt sich in dieser Reaktionsgleichung anschreiben:



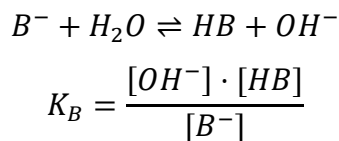
Dabei stellen HA und A^- , sowie HB und B^- jeweils ein zusammengehöriges konjugiertes Säure-Base-Paar dar, das sich nur durch ein Proton unterscheidet.

Bei Reaktion mit Wasser, das sowohl als Säure als auch als Base herhalten kann, also als sogenanntes Ampholyt wirkt, lassen sich ebenfalls Reaktionsgleichungen formulieren. Dabei stellt sich nach einiger Zeit ein Gleichgewicht ein, woraufhin man durch das Massenwirkungsgesetz (MWG) die Gleichgewichtskonstante K definieren kann. Je nachdem, ob eine Säure bzw. Base vorliegt, spricht man von der Säurekonstante K_A bzw. Basenkonstante K_B .

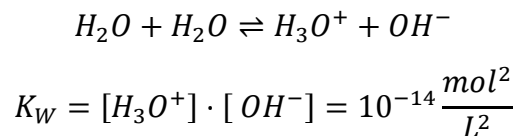
- Reaktion einer Säure mit Wasser:



- Reaktion einer Base mit Wasser:



In wässriger Lösung erfolgt die Autoprotolyse von Wasser, bei der K_A bzw. K_B gleich groß sind:



Dabei gilt, dass die Stärke von Säuren und Basen durch ihre entsprechenden Gleichgewichtskonstanten gegeben sind. Denn je größer der K_A -Wert bzw. K_B -Wert, desto stärker ist die Säure bzw. die Base einzustufen.

Aus der letzten Gleichung lässt sich für wässrige Lösungen folgern (Magyar/ Liebhart/ Jelinek 2006: 52f):

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L} *$$

Um Säuren und Basen leichter einzustufen, definiert man den pH-Wert bzw. pOH-Wert als negativen dekadischen Logarithmus der H_3O^+ - bzw. OH^- -Ionen:

$$pH = -\log([H_3O^+]) \text{ und } pOH = -\log([OH^-])$$

Dabei gilt gemäß Gleichung *:

$$pH + pOH = 14$$

Wenn der pH- und pOH-Wert beide den Wert 7 besitzen, spricht man von einer neutralen Lösung (Magyar/ Liebhart/ Jelinek 2006: 56).

Im vorliegenden Experiment titriert man eine Salzsäure mit einer Natronlauge, also eine starke Säure mit einer ebenfalls starken Base. Dabei lässt sich diese Titrationskurve bestimmen:

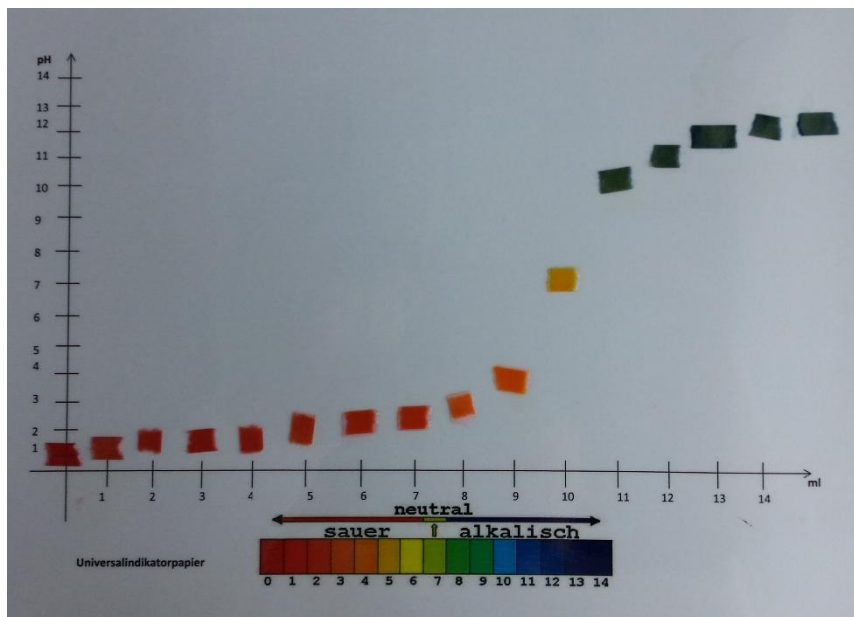


Abbildung 13: Titrationskurve von HCl mit NaOH

Hier lässt sich ein s-förmiger Verlauf erkennen. Des Weiteren steigt die Kurve zu Beginn nur flach an, da noch ein Überschuss an Salzsäure vorliegt, bis sie beim Äquivalenzpunkt, also den Punkt, an dem gleiche Stoffmengen an HCl und NaOH vorliegen, rasant ansteigt. Danach lässt sich dieselbe Steigung wie zu Beginn der Titration erkennen. Hierbei hängt der pH-Wert nur mehr von der hinzugefügten Natronlauge ab.

Zur Bestimmung des pH-Wertes wurde ein Universalindikatorpapier verwendet. Säure-Base-Indikatoren stellen in der Regel Farbstoffe dar, die je nach pH-Wert eine andere Farbe aufweisen. Dabei fungieren diese als schwache Säuren, die in wässrigen Lösungen Protonen abgeben. Der Vorteil eines Universalindikatorpapiers besteht darin, dass dieser, wie die meisten, nicht nur einen, sondern gleich mehrere Umschlagsbereiche besitzt, sodass eine kontinuierliche Kontrolle des pH-Wertes mit der Titration erreicht werden kann (Magyar/ Liebhart/ Jelinek 2006: 57).

Didaktische Hinweise:

Es sollte kein Flüssigindikator verwendet werden, der eventuell Auswirkungen auf den Wert der Dichte haben könnte und somit die Ergebnisse verfälscht.

Die Titrationskurve muss nicht unbedingt mitgezeichnet bzw. durch das pH-Papier aufgelegt werden, jedoch kann man dadurch sehr gut die Charakteristika einer Titration einer starken Säure mit einer starken Base erklären.

Das Experiment, also die Änderung der Dichte, kann auch mit schwachen Säuren und Basen durchgeführt werden. Hier bietet sich zum Beispiel eine Aufgabenteilung an, bei der durch Gruppeneinteilung alle Kombinationen der Titration durchgeführt und danach auf Unterschiede eingegangen werden können.

Beschaffung und Kosten:

Salzsäure (HCl): CAS Nr: 7647-01-0	1L	24,70€ (VWR)
Natriumhydroxid (NaOH): CAS Nr: 1310-73-2	500g	26,20€ (VWR)
pH-Papier (Universalindikator):	1 Rolle	13,23€
Insgesamt:	ca.	0,60€

Entsorgung:

Die Salzsäure bzw. Natronlauge können für weitere Experimente verwendet werden. Ansonsten beide miteinander neutralisieren und in den Abguss schütten.

2.8 Alkoholgehalt in Wein

2.8.1 Schülerblatt

Einführung:

Um den Alkoholgehalt von einem Dreistoffgemisch (Wasser, Ethanol und Zucker) wie Rotwein zu ermitteln, muss dieser erst destilliert werden. Dabei wird auf den Alkoholgehalt durch Verdünnen des Destillats auf das Ursprungsvolumen, sowie der Alkoholgehalt des Destillats mit dem EasyDens und durch Vergleich der Dichte mit der Literatur bestimmt.

Geräte:

Destillationsapparatur (Destillationskolben 250 mL, Claisen-Aufsatz, Thermometer, 2 Schläuche, Rückflusskühler, Vorstoß, Vorlage = Rundkolben 150 mL), Laborboy, Becherglas (500 mL), Becherglas (100 mL), Becherglas (50 mL), Messzylinder (250 mL oder 100 mL), Schütteltrichter (100 mL), Heizpilz, EasyDens, Spritze (12 mL), Stativ (1-2) mit Muffen und Klemmen (2 + 2), 2 Korkringe, Thermometer

Chemikalien:

destilliertes Wasser, Eis, Rotwein (S-Budget 11,5 % vol), Weißwein (S-Budget 10,5 % vol), Siedesteinchen

Durchführung:

Die Destillate sind schon vorbereitet und zur Messung bereit. Wer aber will, kann auch selbst eine Destillation durchführen. Dabei sollte folgende Vorschrift beachtet werden.

Die Destillationsapparatur wird nach Vorschrift (siehe Abbildung 14) aufgebaut und muss von der Lehrperson überprüft werden.

Ein Rundkolben (250 mL) wird bis zu 2/3 befüllt (verwendetes Volumen notieren und 3 Siedesteinchen werden hinzugefügt. Dieser wird wieder an die Destillationsapparatur angeschlossen und die Destillation durch Einschalten des Heizpilzes gestartet. Die Temperatur, bei der erste Tropfen im Auffanggefäß landen wird notiert.

- a) Nach Beenden der Destillation (ca. 90 °C) wird das Destillat mit dest. Wasser auf das Ursprungsvolumen verdünnt und die Dichte sowie der Alkoholgehalt vermessen.
- b) Das beim Versuch vorgelegte Destillat wird auf die Dichte und Alkoholgehalt (EasyDens) überprüft und mit der Literatur verglichen (Tabelle liegt vor).



- 1... Heizpilz
- 2... Destillationskolben
- 3... Claisen-Aufsatz
- 4... Thermometer
- 5... Kühlwasserzufluss
- 6... Kühlwasserabfluss
- 7... Kühler
- 8... Vorstoß
- 9... zur Pumpe
- 10... Vorlage

Abbildung 14: Aufbau der Destillationsapparatur

Ergebnisse:

Destillat	Dichte [g/cm ³]	Alkoholgehalt [% Vol]	Alkoholgehalt (Lit)
		Wein	
Rotwein			
Weißwein			

Erklärung:

Anmerkung: In der Literatur werden die Messergebnisse häufig bei 20°C angegeben. Daher sollte hier die Messung ebenfalls bei dieser Temperatur durchgeführt werden (Kühlung der Probe erforderlich!!!).

2.8.2 Lehrerblatt

Ergebnisse:

Tabelle 9: Dichte und Alkoholgehalt der Destillate, sowie Alkoholgehalt der Weine

Destillat	Dichte [g/cm ³]	Alkoholgehalt [% Vol] Wein	Alkoholgehalt (Lit)_Destillat
Rotwein	0,889	9	68,3
Weißwein	-	-	-

Erklärung:

Durch die Destillation lässt sich eine aus mehreren Komponenten bestehendes Flüssigkeitgemisch aufgrund der unterschiedlichen Siedepunkte der Einzelkomponenten trennen. Beim Rotwein entsteht durch Destillation ein Ethanol/Wasser-Gemisch. Vorher lässt sich die Dichte nicht ermitteln, weil Rotwein ein Dreistoffgemisch aus Ethanol, Wasser und Zucker darstellt. Diese drei Komponenten beeinflussen das EasyDens bei der Messung der Dichte, was die Umrechnung auf den Zucker- bzw. Alkoholgehalt unmöglich macht. Es kann somit kein sicherer Wert angegeben werden, solange nicht eine Komponente entfernt wird.

Durch Verdünnen auf das Ursprungsvolumen lässt sich der Alkoholgehalt näherungsweise bestimmen.

Beim zweiten erkennt man durch Vergleich mit den Literaturwerten (siehe 4. Anhang – Dichtewerte von Ethanol/Wasser-Gemische bei 20°C) geringe Abweichungen, da das Messgerät nur ganzzahlige Messwerte liefert. Der Grund für größere Abweichungen lässt sich darauf zurückführen, dass die Dichtemessungen nicht bei 20 °C durchgeführt wurden.

Vertiefender Hintergrund:

Für die Destillation eines Gemisches (beispielsweise aus zwei Komponenten) sind die Partialdrücke p_A und p_B der Komponente A bzw B im Dampfraum von Bedeutung, die dem Raoult'schen Gesetz gehorchen:

$$p_A = p_A \cdot \chi_A$$

$$p_B = p_B \cdot \chi_B$$

Dabei beschreiben p_A und p_B die Dampfdrücke der Komponenten A und B, sowie χ_A und χ_B die Molenbrüche der Komponenten A und B in der Flüssigkeit.

Die Summe aller Molenbrüche der Einzelkomponenten ergibt 1. Damit lässt sich χ_B durch χ_A ausdrücken und man kann für das Verhältnis der Dampfdrücke folgern:

$$\frac{p_A}{p_B} = \frac{p_A}{p_B} \cdot \frac{\chi_A}{1 - \chi_A} \quad \times$$

Des Weiteren lässt sich der Gesamtdruck p im System mit y_A und y_B , die die Molenbrüche der einzelnen Komponenten im Dampfraum darstellen, und den Dampfdrücken folgendermaßen ausdrücken:

$$p_A = p \cdot y_A$$

$$p_B = p \cdot y_B$$

y_B lässt sich wiederum durch y_A ausdrücken und durch einsetzen in Glg. \times ergibt sich:

$$\frac{y_A}{1 - y_A} = \frac{p_A}{p_B} \cdot \frac{\chi_A}{1 - \chi_A}$$

Für das Verhältnis der Dampfdrücke wird mit α bezeichnet, was die relative Flüchtigkeit widerspiegeln soll. Aus der letzten Gleichung erkennt man also, dass nur bei $\alpha > 1$ die Dampfphase bzw. die Flüssigkeit anders vorliegen, somit die Destillation erfolgreich vonstattengehen kann.

Eine Destillation bei Atmosphärendruck (760 Torr) empfiehlt sich nur dann, wenn die Siedetemperaturen im Bereich von 40-150°C liegen. Bei höheren Temperaturen würde die Probe sich zersetzen und unterhalb von 40°C kann es passieren, dass nicht mehr der gesamte Dampf der Flüssigkeit kondensiert.

Somit muss man bei Siedetemperaturen über 150°C ein Vakuum anlegen. Hierbei können Wasserstrahl-, Membran- und Drehschieberölpumpen verwendet werden.

Der Aufbau einer Destillationsapparatur ist in Abbildung 14 erklärt. In einem Rundkolben befindet sich das Destillationsgut. Dieser sollte maximal bis zu 2/3 seines Volumens gefüllt sein.

Zum Erhitzen wurde in diesem Experiment ein Heizpilz verwendet. Es können je nach gewünschter Temperatur auch Wasser- oder Ölbäder eingesetzt werden.

Auf den Kolben kommen sogenannte Aufsätze (hier Claisen-Aufsatz), die eine Verbindung zwischen Destillationskolben und Kühler herstellen. Das Thermometer wird wie in Abbildung 24 platziert.

Zur Verbindung von Vorlage und Kühler dient ein Destillationsvorstoß, an dem noch bei Bedarf eine Pumpe zur Erzeugung eines Vakuums angeschlossen werden kann (Becker/Berger et al. 2009: 39f)

Didaktische Hinweise:

Das Experiment an sich ist so in der Schule natürlich nicht durchführbar, jedoch können einzelne Aspekte je nach Gebrauch herausgenommen werden.

Für die Sekundarstufe I ist der Versuch auf diese Weise nicht durchführbar, jedoch kann eine einfache Destillation und anschließende Dichtemessung auf alle Fälle durchgeführt werden, sodass im Folgenden der Lehrplanbezug und das Kompetenzmodell für diese Stufe auch angeführt wird.

Durch Vorbereitung vor der Stunde, sprich Aufbau der Destillationsapparatur, und auch durch parallele Destillationen (Punkt b) kann eine Menge Zeit eingespart werden.

Des Weiteren kann man während der Destillation in Ruhe mit den Schülerinnen und Schüler die Theorie durchgehen, das heißt, dass das ganze nebenbei erfolgen kann.

Je nach Zeit kann man die Destillation auch noch mit der alkoholischen Gärung verknüpfen. Man macht mit den Lernenden eine Stunde davor diese durch, stellt einen Gäransatz auf und kann diesen dann in der darauffolgenden Unterrichtseinheit destillieren (dafür kann die Klasse ihre Jause opfern, wie etwa Brot oder Obst, was sicherlich immer möglich ist).

Beschaffung und Kosten:

Rotwein (S-Budget):	2L	2,49€ (Spar)
Kaliumcarbonat (K_2CO_3): CAS Nr: 584-08-7	500g	70,70€ (VWR)
Insgesamt:	ca.	4,30€

2.9 Dichtemessung von alkoholischen Getränken

2.9.1 Schülerblatt

Einführung:

In diesem Experiment geht es um die Dichtevermessung verschiedener alkoholischer Getränke mit dem Messgerät EasyDens.

Geräte:

4 Bechergläser (50 mL), Magnetrührer, 4 Rührfische, EasyDens, 4 Spritzen (10 mL), eventuell Filterpapier mit Trichter

Chemikalien:

Pittinger Märzen, Gösser Naturradler, S-Budget Rotwein, Bierbrand Schlägl

Durchführung:

Es liegen vier bekannte Proben vor, aber diese wurden durcheinandergebracht. Durch Messen der Dichte (eventuell Alkoholgehalt) und Vergleich mit den Inhaltsstoffen auf der Verpackung sollen diese richtig identifiziert werden.

Im ersten Schritt werden die CO₂-haltigen Proben mit Rührfische bestückt und am Magnetrührer das Kohlendioxid ausgerührt. Um sicherzugehen können die Proben noch filtriert werden.

Anschließend erfolgt die Messung der Dichte mit dem EasyDens. Finde heraus, ob auch Rückschlüsse auf den Alkohol- bzw. Zuckergehalt gemacht werden können.

Probe				
Dichte [g/cm ³]				

Erklärung:

2.9.2 Lehrerblatt

Beobachtung und Ergebnisse:

Es lässt sich erkennen, dass die Getränke mit höheren Alkoholgehalten eine viel geringere Dichte aufweisen, mit Ausnahme des Punsches.

Des Weiteren lässt sich nur beim Bierbrand der Alkoholgehalt mit dem Gerät bestimmen.

Tabelle 10: Messwerte der Dichten der alkoholischen Getränke

Probe	Pittinger Märzen	Gösser Naturradler	Rotwein	Bierbrand Schlägl
Dichte [g/cm ³]	1,005	1,022	0,990	0,945

Erklärung:

Die geringere Dichte bei höherem Alkoholgehalt lässt darauf zurückschließen, dass sich dementsprechend mehr Ethanol in der Probe befindet, welcher eine Dichte von $0,790 \text{ g/cm}^3$ bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$ (96 %iger Ethanol) aufweist.

Der Grund, warum nur im Bierbrand der Alkoholgehalt bestimmt werden konnte, besteht darin, dass es sich hierum um ein Zweistoffgemisch von Wasser und Ethanol handelt. Somit kann hier durch Dichtemessung Rückschlüsse auf die Konzentration von Ethanol gemacht werden.

Bei Bier oder Wein handelt es sich um Dreistoffgemische mit Wasser, Zucker (Saccharose) und Ethanol. Hierbei kann man mit der Dichte die beiden fehlenden Größen nicht ermitteln, da bei Vorhandensein beider Komponenten keine sinnvollen Ergebnisse für den Zucker- bzw. Alkoholgehalt getroffen werden können. Man müsste vorher die Probe destillieren, um die einzelnen Inhaltsstoffe voneinander zu trennen (siehe Alkoholgehalt im Wein).

Didaktische Hinweise:

Das Experiment an sich ist einfach und sehr schnell durchführbar. Es kann je nach Bedarf mit der alkoholischen Gärung oder auch der Destillation verknüpft werden. Die Problemstellung kann auch anders lauten: Man könnte den Lernenden eine unbekannte Probe geben, von der sie die Dichte ermitteln müssen. Durch Vergleichen mit den Inhaltsstoffen und dem Alkoholgehalt auf der Dose/Flasche

sollen sie die Probe identifizieren. Das heißt, sie machen sich gezielt Gedanken darüber, was das für die Dichte bedeutet, wenn mehr oder weniger Ethanol vorhanden ist.

Beschaffung und Kosten:

Die einzelnen alkoholischen Getränke können ganz einfach im Supermarkt besorgt werden. Kosten hängen von den zu vermessenen Proben ab. Jedoch sollte man pro Dose Bier (0,5L) ein Preis zwischen 0,50€ und 1,10€ erwarten.

3. Literaturverzeichnis

ANTON PAAR (Hrsg.), „Good Density Measurement – Leitfaden und hilfreiche Tipps für eine perfekte Dichtemessung“, Österreich

BECKER, Heinz G. O./ BERGER, Werner et al.: „Organikum“, 23. Auflage, WILEY-VCH Verlag, Weinheim, 2009

BRUICE, Paula Yurkanis, „Organische Chemie – Studieren kompakt“, deutsche Bearbeitung von Oliver Reiser (2011), Pearson Verlag, München, 2007

DEMUTH, Reinhard/PARCHMANN, Ilka/RALLE, Bernd: „Chemie im Kontext“, 1.Auflage, VERITAS-VERLAG, Linz, 2007

MAGYAR, Roderich/LIEBHART, Tobias/JELINEK, Gabriela: „EL-MO“, 1. Auflage, öbv, Wien, 2006

4. Anhang – Dichtewerte von Ethanol/Wasser-Gemische bei 20°C

Ethanol-Wasser-Gemische								
Dichte(20) [g/ml]	Gew%- Ethanol	Vol%- Ethanol	Dichte(20) [g/ml]	Gew%- Ethanol	Vol%- Ethanol	Dichte(20) [g/ml]	Gew%- Ethanol	Vol%- Ethanol
1,00000	0	0	0,94662	35	41,9	0,87158	69	76,0
0,99813	1	1,3	0,94473	36	43,0	0,86920	70	76,9
0,99629	2	2,5	0,94281	37	44,1	0,86680	71	77,8
0,99451	3	3,8	0,94086	38	45,2	0,86440	72	78,6
0,99279	4	5,0	0,93886	39	46,3	0,86200	73	79,5
0,99113	5	6,2	0,93684	40	47,4	0,85958	74	80,4
0,98955	6	7,5	0,93479	41	48,43	0,85716	75	81,2
0,98802	7	8,7	0,93272	42	49,51	0,85473	76	82,1
0,98653	8	10,0	0,93062	43	50,6	0,85230	77	83,0
0,98505	9	11,2	0,92849	44	51,6	0,84985	78	83,8
0,98361	10	12,4	0,92636	45	52,6	0,84740	79	84,6
0,98221	11	13,6	0,92421	46	53,7	0,84494	80	85,4
0,98084	12	14,8	0,92204	47	54,7	0,84245	81	86,2
0,97948	13	16,1	0,91986	48	55,8	0,83997	82	87,1
0,97816	14	17,3	0,91766	49	56,8	0,83747	83	87,9
0,97687	15	18,5	0,91546	50	57,8	0,83496	84	88,7
0,97560	16	19,7	0,91322	51	58,8	0,83242	85	89,5
0,97431	17	20,9	0,91097	52	59,8	0,82987	86	90,2
0,97301	18	22,1	0,90872	53	60,8	0,82729	87	91,0
0,97169	19	23,3	0,90645	54	61,8	0,82469	88	91,8
0,97036	20	24,5	0,90418	55	62,8	0,82207	89	92,5
0,96901	21	25,7	0,90191	56	63,8	0,81942	90	93,2
0,96763	22	26,9	0,89962	57	64,8	0,81674	91	94,0
0,96624	23	28,1	0,89733	58	65,8	0,81401	92	94,7
0,96483	24	29,2	0,89502	59	66,8	0,81127	93	95,4
0,96339	25	30,4	0,89271	60	67,7	0,80848	94	96,1
0,96190	26	31,6	0,8904	61	68,6	0,80567	95	96,7
0,96037	27	32,7	0,88807	62	69,6	0,8028	96	97,4
0,95880	28	33,9	0,88574	63	70,5	0,79988	97	98,1
0,95717	29	35,1	0,88339	64	71,5	0,79688	98	98,7
0,95551	30	36,2	0,88104	65	72,4	0,79383	99	99,3
0,95381	31	37,4	0,87869	66	73,3	0,79074	100	100,0
0,95207	32	38,5	0,87632	67	74,2			
0,95028	33	39,6	0,87396	68	75,1			
0,94847	34	40,7						

URL:

[http://www.kwst.com/fileadmin/media/PDF/Dichte Ethanol Wasser Gemische 0513.pdf](http://www.kwst.com/fileadmin/media/PDF/Dichte_Ethanol_Wasser_Gemische_0513.pdf) [Stand: 21.03.2018]