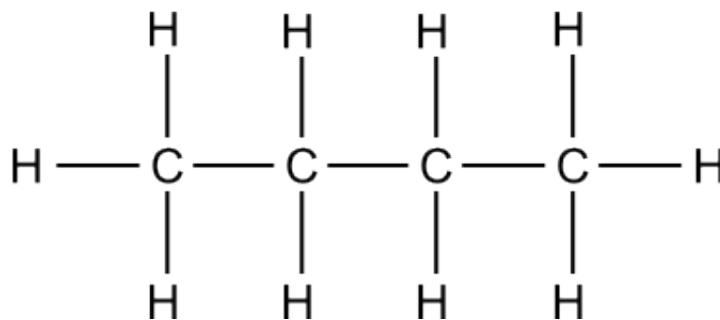
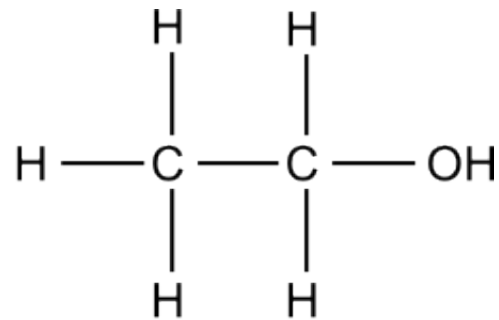
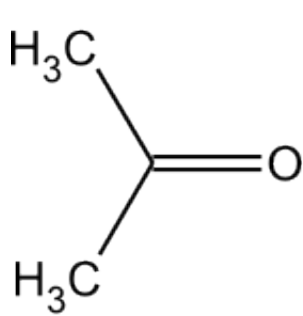


Schulversuchspraktikum

SoSe 2013

Klassenstufen 11 & 12



Quantitative Analyse von Kohlenwasserstoffen

Auf einen Blick:

Im Folgenden werden zunächst drei Versuche vorgestellt, welche die benötigten Teilschritte einer quantitativen Analyse von gasförmigen Kohlenwasserstoffen beschreiben. Im vierten Versuch wird gezeigt, wie diese auch für einen flüssigen Kohlenwasserstoff mit hohem Dampfdruck nutzbar sind. Grundsätzlich können alle diese Versuche als Schüler- oder Lehrerversuche eingesetzt werden. Erläuterungen hierzu sind bei den Versuchsbeschreibungen zu finden.

In einem Arbeitsblatt wird eine Übung zur Auswertung von Daten einer quantitativen Analyse angeboten und eine Reflexion über Analysemethoden angeregt.

I**Inhaltsverzeichnis**

Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele	3
Relevanz für die SuS.....	3
Didaktische Reduktion.....	3
Versuche zur Quantitative Analyse von Kohlenwasserstoffen.....	4
Quantitative Analyse eines gasförmigen Kohlenwasserstoffs.....	4
V1 - Quantitative Bestimmung der Anzahl der Kohlenstoffatome eines unbekanntes gasförmigen Kohlenwasserstoffs.....	4
V2 - Bestimmung der Anzahl der Wasserstoffatome eines gasförmigen Kohlenwasserstoffs.....	7
V3 - Bestimmung der molaren Masse eines Gases mittels Referenzgasen.....	10
Bestimmung der Summenformel.....	13
V4 - Quantitative Analyse eines flüssigen Kohlenwasserstoffs mit hohem Dampfdruck.....	14
Reflexion des Arbeitsblattes.....	17
Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	17
Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	17

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Die quantitative Analyse von Kohlenwasserstoffen dient dazu, experimentell die Summenformel einer unbekannt organischen Substanz zu bestimmen, die aus Kohlenstoff, Wasserstoff und eventuell Sauerstoff besteht. Die Summenformel zählt die Elemente auf, aus denen eine Verbindung aufgebaut ist und als Indizes wird die Anzahl der Atome für jedes Element pro Molekül angegeben. Betrachtet man die Stoffebene, so entspricht das Stoffmengenverhältnis der Elemente in der Verbindung dem Anzahlverhältnis der Elemente innerhalb der Summenformel auf der Teilchenebene.

Im Kerncurriculum wird lediglich eine qualitative Analyse von Kohlenwasserstoffen, also der Nachweis von Kohlenstoff und Wasserstoff in den Verbindungen gefordert. Allerdings sollen die SuS Reaktionsgleichungen auf der Teilchenebene interpretieren und quantitative Berechnungen mit molaren Massen und Stoffmengen durchführen. Auch ein sicherer Umgang mit Summenformeln und deren Umsetzung in mögliche Strukturisomere wird beschrieben. Hierfür kann die quantitative Analyse als vorangehender Schritt betrachtet werden, der den Zusammenhang zwischen Stoff- und Teilchenebene quantitativ erfahrbar macht und rechnerischen Umgang mit molaren Massen vertieft. Weiter besteht die Möglichkeit herauszustellen, wie Summenformeln von Stoffen im 19. Jahrhundert bestimmt werden mussten.

In den ersten drei Versuchen werden die Teilschritte der quantitativen Analyse eines gasförmigen Kohlenwasserstoffes und ihre Auswertung beschrieben. Anschließend folgt eine Gesamtauswertung der Schritte. Der letzte Versuch beschreibt die Möglichkeit einen flüssigen Kohlenwasserstoff mit hohem Dampfdruck auf die gleiche Weise zu analysieren.

1.1 Relevanz für die SuS

Im Hinblick auf die Berufs- und studienvorbereitende Funktion von Schule ergibt sich die Möglichkeit, die SuS quantitatives und handwerkliches Arbeiten in den Naturwissenschaften erfahren zu lassen, wie es in Studienpraktika und der chemischen Forschung vorkommt.

1.2 Didaktische Reduktion

Die beschriebene Methode zur quantitativen Analyse und die Auswertung beziehen sich ausschließlich auf gasförmige und leicht flüchtige flüssige Verbindungen, die aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff aufgebaut sind.

2 Versuche zur Quantitativen Analyse von Kohlenwasserstoffen

2.1 Quantitative Analyse eines gasförmigen Kohlenwasserstoffs

Die folgenden drei Versuche zeigen, wie der Kohlenstoffgehalt, der Wasserstoffgehalt und die molare Masse eines gasförmigen Kohlenwasserstoffs experimentell bestimmt werden können. Mit Hilfe dieser Werte kann unter der Annahme, dass in der Verbindung nur die Elemente Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff enthalten sind, die Summenformel der Verbindung bestimmt werden.

Für die Auswertung der Versuche müssen den SuS das ideale Gasgesetz, sowie die Definitionen

2.2 V1 - Quantitative Bestimmung der Anzahl der Kohlenstoffatome eines unbekanntem gasförmigen Kohlenwasserstoffs

In diesem Versuch wird der Kohlenstoffgehalt einer organischen gasförmigen Verbindung am Beispiel von Butan bestimmt. Es können jedoch auch beliebige andere gasförmige Kohlenwasserstoffe verwendet werden. Das Gas wird durch die Reaktion mit Kupferoxid zu Kohlenstoffdioxid und Wasser umgesetzt. Werden das Ausgangsvolumen des Kohlenwasserstoffs und des Kohlenstoffdioxids zueinander ins Verhältnis gesetzt, ergibt sich die Anzahl der Kohlenstoffatome pro Molekül. Dabei wird die Annahme gemacht, dass sich die Gase ideal verhalten, was bei Luftdruck von etwa einem bar in guter Näherung gilt.

Für die Versuchsdurchführung benötigen die SuS einen sicheren Umgang mit dem Bunsenbrenner. Außerdem müssen sie nach Anleitung Glasgeräte mit Stativen und Klemmen befestigen und mit Schläuchen verbinden können.

Für die Auswertung des Versuches muss den SuS das ideale Gasgesetz bekannt sein.

Gefahrenstoffe		
Kupfer(II)-oxid CuO	H: 302-410	P: 260-273
Butan C ₄ H ₁₀	H: 220-280	P: 210-377-381-403
		

Materialien: 2 Kolbenprober, Dreiwegehahn, Reaktionsrohr, Glaswolle, Schlauchstücke, Schlauchklemmen, Bunsenbrenner

Chemikalien: Kupferoxid, Butan

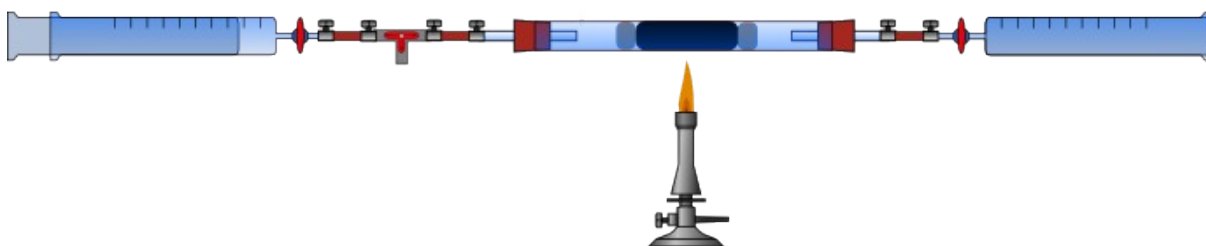
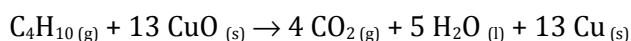


Abbildung 1: Apparatur zur quantitativen Bestimmung der Kohlenstoffatome.

Durchführung: In das Reaktionsrohr wird zwischen zwei Glaswollestücken querschnittsfüllend Kupfer(II)-oxid eingefüllt. Einer der Kolbenprober wird zunächst mit einem Dreiweghahn verbunden und dieser anschließend mit dem Reaktionsrohr. Der zweite Kolbenprober wird direkt an das Reaktionsrohr angeschlossen (vgl. Abb. 1). Über den Dreiweghahn wird einer der Kolbenprober mit 20 ml Butan befüllt und zunächst verschlossen. Mit dem Bunsenbrenner wird das Kupferoxid zum Glühen gebracht. Die Volumenzunahme im zweiten Kolbenprober durch die Erwärmung wird über den Dreiweghahn aus der Apparatur gelassen. Dann die Apparatur verschlossen und auf Dichtigkeit geprüft. Danach wird das Gas mehrfach über das weiter erhitzte Kupferoxid geleitet, bis keine Volumenänderung mehr festzustellen ist. Das Gas wird in einem der Kolbenprober gesammelt und eingeschlossen. Sobald der Kolbeninhalt auf Zimmertemperatur abgekühlt ist, wird das Volumen abgelesen. Optional kann ein Kohlenstoffdioxid Nachweis mit dem Gas durchgeführt werden.

Beobachtung: Wird das Gas über das Kupferoxid geleitet, erhöht sich das Gasvolumen innerhalb der Apparatur. Im schwarzen Kupferoxid sind rötliche Bereiche zu erkennen. Am Ende des Versuches ist ein Volumen von 81.5 ml am Kolbenprober abzulesen.

Deutung: Das Butan reduziert das Kupferoxid, das gleichzeitig als Katalysator wirkt, zu Kupfer, wodurch auch Kohlenstoffdioxid und Wasser entstehen.



Pro Kohlenstoffatom, das in der organischen Verbindung vorliegt, entsteht ein Molekül Kohlenstoffdioxid. Die Anzahl der Teilchen in der Gasphase und damit die Stoffmenge, vervierfacht sich also im Falle von Butan. Unter der Annahme, dass sich die Gase ideal verhalten, was bei normalem Luftdruck und Raumtemperatur in guter Näherung gilt, kann das ideale Gasgesetz zur Beschreibung des Gaszustandes verwendet werden:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Da Druck und Temperatur im Raum während der Durchführung konstant bleiben, ist die Stoffmenge proportional zum Volumen und es gilt:

$$\frac{V_{\text{CO}_2}}{n_{\text{CO}_2}} = \frac{R \cdot T}{p} = \frac{V_{\text{Butan}}}{n_{\text{Butan}}}$$

$$\Leftrightarrow \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{Butan}}} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{Butan}}}$$

Das Verhältnis der gemessenen Volumina, ergibt daher direkt das Verhältnis der Stoffmengen von Kohlenstoffdioxid und dem Probegas Butan wieder und damit die Anzahl der Kohlenstoffatome in der Verbindung. Für das gegebene Beobachtung folgt:

$$\frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{Butan}}} = \frac{81.5 \text{ ml}}{20 \text{ ml}} = 4.075 \approx 4$$

Das Probegas enthält pro Molekül 4 Kohlenstoffatome, was für Butan zu erwarten ist.

Entsorgung: Entstandenes Kupfer wird unter Erhitzen durch Luftsauerstoff wieder zu Kupferoxid oxidiert, sodass das befüllte Reaktionsrohr wiederverwendet werden kann.

Literatur: W. Glöckner, W. Jansen, R. G. Weissenhorn (Hrsg.), Handbuch der experimentellen Chemie – Sekundarstufe II, Band 9: Kohlenwasserstoffe, Alius Verlag Deubner, 2005, S. 58f


Dieser Versuch ist von den drei experimentellen Schritten zur Bestimmung der Summenformel eines gasförmigen Kohlenwasserstoffs am schnellsten durchzuführen. Ist die Apparatur so aufgebaut, dass sie dicht ist, werden zuverlässig gute quantitative Ergebnisse erreicht. Der Versuch kann in der Schule sowohl als Lehrer- als auch als Schülerversuch durchgeführt werden. Als Lehrerversuch eignet er sich, um den SuS eine Vorstellung des möglichen experimentellen Vorgehens zur quantitativen Analyse vorzustellen, obwohl der Schwerpunkt im Unterricht eher auf der theoretischen Auswertung und Interpretation von Daten liegen soll. Als Schülerversuch eignet er sich, um die SuS die Volumenzunahme um einen ganzzahligen Faktor selbst erfahren zu lassen, sodass der Zugang zum für die Auswertung wichtigen Zusammenhang zwi-

2.3 V2 - Bestimmung der Anzahl der Wasserstoffatome eines gasförmigen Kohlenwasserstoffs

In diesem Versuch wird die Anzahl der Wasserstoffatome einer organischen gasförmigen Verbindung am Beispiel von Butan bestimmt. Es können jedoch auch beliebige andere gasförmige Kohlenwasserstoffe verwendet werden. Das Gas wird katalysiert durch Eisenspäne und unter Erhitzen zu Kohlenstoff und Wasserstoff umgesetzt. Werden das Ausgangsvolumen des Kohlenwasserstoffs und des Wasserstoffs zueinander ins Verhältnis gesetzt, ergibt sich die Anzahl der Wasserstoffatome pro Molekül des Kohlenwasserstoffes. Dabei wird die Annahme gemacht, dass sich die Gase ideal verhalten, was bei Luftdruck von etwa einem bar in guter Näherung gilt.

tigen die SuS in experimenteller Hinsicht einen sicheren Umgang mit dem Bunsenbrenner. Außerdem müssen sie nach Anleitung Glasgeräte mit Stativen und Klemmen befestigen und mit Schläuchen verbinden können. Für die Auswertung des Versuches muss den SuS das ideale

Eisenspäne Fe	H: 228	P: 370+378
Butan C ₄ H ₁₀	H: 220-280	P: 210-377-381-403
Wasserstoff H ₂	H: 220 - 280	P: 210 - 377 - 381 - 403
Stickstoff N ₂	H: 280	P: 403



Materialien: 2 Kolbenprober, Dreiwegehahn, Reaktionsrohr, Glaswolle, Schlauchstücke, Schlauchklemmen, Bunsenbrenner

Chemikalien: Eisenspäne, Wasserstoff, Stickstoff, Butan

Durchführung: Zuerst muss das Reaktionsrohr vorbereitet werden. Dazu werden zwischen zwei Glaswollestücken querschnittsfüllend Eisenspäne in das Rohr eingefüllt. Das Eisen muss vollständig rostfrei vorliegen. Um dies zu erreichen, wird das Rohr mit Wasserstoff durchströmt und die Eisenspäne mit dem

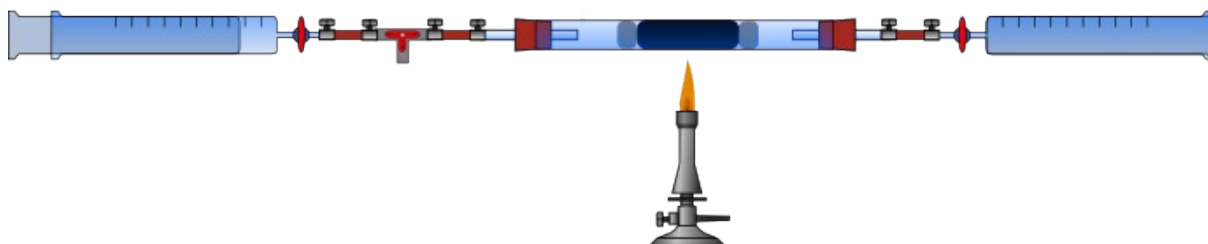


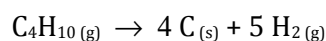
Abbildung 2: Apparatur zur quantitativen Bestimmung der Wasserstoffatome.

Bunsenbrenner zum Glühen gebracht. Um zu verhindern, dass der bei der Reaktion entstehende Wasserstoff mit dem Luftsauerstoff reagiert, sollte das

Rohr mit Stickstoff gespült werden. Einer der Kolbenprober wird zunächst mit einem Dreiwegehahn verbunden und dieser anschließend mit dem Reaktionsrohr. Der zweite Kolbenprober wird direkt an das Reaktionsrohr angeschlossen (vgl. Abb.). Über den Dreiwegehahn wird einer der Kolbenprober mit 11 ml Butan befüllt und zunächst verschlossen. Mit dem Bunsenbrenner werden die Eisenspähne zum Glühen gebracht. Die Volumenzunahme im zweiten Kolbenprober durch die Erwärmung wird über den Dreiwegehahn aus der Apparatur gelassen. Dann wird die Apparatur verschlossen und auf Dichtigkeit geprüft. Danach wird das Gas mehrfach über die erhitzten Eisenspähne geleitet, bis keine Volumenänderung mehr festzustellen ist. Das Gas wird in einem der Kolbenprober gesammelt und eingeschlossen. Sobald der Kolbeninhalt auf Zimmertemperatur abgekühlt ist, wird das Volumen abgelesen. Optional kann eine Knallgasprobe mit dem Gas durchgeführt werden.

Beobachtung: Wird das Gas über die Eisenspähne geleitet, erhöht sich das Gasvolumen innerhalb der Apparatur. Nach der Durchführung des Versuches ist ein Volumen von 57 ml am Kolbenprober abzulesen.

Deutung: Das Butan wird katalysiert durch die Eisenspähne zu Kohlenstoff und Wasserstoff zersetzt:



Für je zwei Wasserstoffatome, die in der organischen Verbindung vorliegen, entsteht ein Molekül Wasserstoff. Die Anzahl der Teilchen und damit die Stoffmenge, vervielfacht sich im Falle von Butan. Unter der Annahme, dass sich die Gase ideal verhalten, was bei normalem Luftdruck und Raumtemperatur in guter Näherung gilt, kann die ideale Gasgleichung zur Beschreibung des Gaszustandes verwendet werden:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Da Druck und Temperatur im Raum konstant bleiben während der Durchführung, ist die Stoffmenge proportional zum Volumen und es gilt:

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{R \cdot T}{p} = \frac{V_{\text{Butan}}}{n_{\text{Butan}}}$$

$$\Leftrightarrow \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{Kohlenwasserstoff}}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{Kohlenwasserstoff}}}$$

Das Verhältnis der gemessenen Volumina ergibt daher direkt das Verhältnis der Stoffmengen von Wasserstoff und dem Probegas. Da Wasserstoff nur als Dimer vorliegt, ergibt sich die Anzahl der Wasserstoffatome in der Verbindung durch verdoppeln des Verhältnisses. Für die gegebene Beobachtung folgt:

$$2 \cdot \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{Butan}}} = 2 \cdot \frac{57 \text{ ml}}{11 \text{ ml}} = 2 \cdot 5.18 \approx 10$$

Das Probegas enthält pro Molekül 10 Wasserstoffatome, was für Butan zu erwarten ist.

Entsorgung: Das Reaktionsrohr kann mit seiner Befüllung wiederverwendet werden.

Literatur: W. Glöckner, W. Jansen, R.G. Weissenhorn (Hrsg.), Handbuch der experimentellen Chemie – Sekundarstufe II, Band 9: Kohlenwasserstoffe, Alius Verlag Deubner, 2005, S. 60f

Soll dieser Versuch als Schülerversuch durchgeführt werden, so sollte die Reduktion der Eisenspähne im Reaktionsrohr von der Lehrperson vorbereitet werden. Das experimentelle Vorgehen und die Auswertung gleichen, mit dem Unterschied des Mehraufwandes beim Vorbereiten des Reaktionsrohres, der quantitativen Bestimmung der Kohlenstoffatome. Soll nur ein Teilschritt der quantitativen Analyse des Kohlenwasserstoffes durchgeführt werden, sei daher eher auf diesen Versuch verwiesen. Bei der Durchführung von allen Teilschritten, bietet es sich an, die SuS arbeitsteilig entweder die quantitative Bestimmung der Kohlenstoff- oder der Wasserstoffatome durchzuführen zu lassen. Eine dritte Schülergruppe kann die Bestimmung der


2.4 V3 - Bestimmung der molaren Masse eines Gases mittels Referenzgasen

In diesem Versuch wird die molare Masse eines unbekanntes Gases bestimmt, indem das gleiche Volumen des Probegases und mehrerer Gase mit bekannter molare Masse gewogen wird. Dabei wird die Annahme gemacht, dass sich die Gase ideal verhalten, was bei Luftdruck von etwa einem bar in guter Näherung gilt. Daher ergibt sich aus dem idealen Gasgesetz und der Definition der molaren Masse ein proportionaler Zusammenhang der gemessenen Größen. Mit Hilfe der bekannten Gase, kann daher die lineare Funktionsgleichung bestimmt werden und in diese der Messwert der Masse für das unbekanntes Gas eingesetzt werden, was die molare Masse des Stoffes liefert.

Um den Versuch durchführen zu können, müssen Gasdruckflaschen mit mindestens zwei verschiedenen Gasen wie z.B. Stickstoff, Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid oder Helium vorhanden sein. Soll der Versuch von Schülerinnen und Schülern durchgeführt werden, müssen diese eine Druckgasflasche mit Druckminderer bedienen können. Weiterhin wird eine Feinwaage benötigt. Als Gefäß ist eine verschließbare Plastikspritze ausreichend.

ollte den SuS das ideale Gasgesetz und die Definition der molaren Masse bekannt sein.

Gefahrenstoffe		
Sauerstoff O ₂	H: 270-280	P: 244-220-370-376-403
Butan C ₄ H ₁₀	H: 220-280	P: 210-377-381-403
Kohlenstoffdioxid CO ₂	H: 280	P: 403
Stickstoff N ₂	H: 280	P: 403
Helium He ₂	H: 280	P: 403



Materialien: verschließbare Plastikspritze, Feinwaage

Chemikalien: Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Helium, Butan (Probegas)

Durchführung: Das gleiche Volumen wird von allen Gasen nacheinander jeweils in die gleiche Spitzt gefüllt. Die Masse der gefüllten und verschlossenen Spritze wird auf der Feinwaage bestimmt und für jedes Gas notiert.



Abbildung 3: Verschließbare Spritze

Beobachtung: Bei der Messung der Massen ergeben sich je nach eingefülltem Gas unterschiedliche Werte.

Gas	m(Spritze + Gas) [g]
Sauerstoff O ₂	36.1582
Helium He ₂	36.0921
Kohlenstoffdioxid CO ₂	36.1843
Stickstoff N ₂	36.1502
Butan C ₄ H ₁₀	36.2184

Deutung: Für die Auswertung wird bei den Laborbedingungen von etwa 1 bar Luftdruck und 25 °C in guter Näherung angenommen, dass sich die Gase ideal verhalten und damit das ideale Gasgesetz gilt:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Da Druck und Temperatur im Labor konstant sind und das Volumen eingestellt wird, muss die eingefüllte Stoffmenge für alle Gase die gleiche sein. Die unterschiedliche Masse kommt daher durch die unterschiedliche molare Masse der Gase zustande:

$$\Rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Leftrightarrow M = \frac{R \cdot T}{p \cdot V} \cdot m$$

Wird daher die molare Masse der bekannten Gase gegen die ermittelte Masse aufgetragen, können die Punkte durch eine Gerade interpoliert und die Geradengleichung bestimmt werden. Da im Folgenden die Gesamtmasse der Spritze mit den Gasen verwendet wird, ergibt sich keine Ursprungsgerade (vgl. Abb. 4). Die Funktionsgleichung der ermittelten Kalibriergeraden lautet:

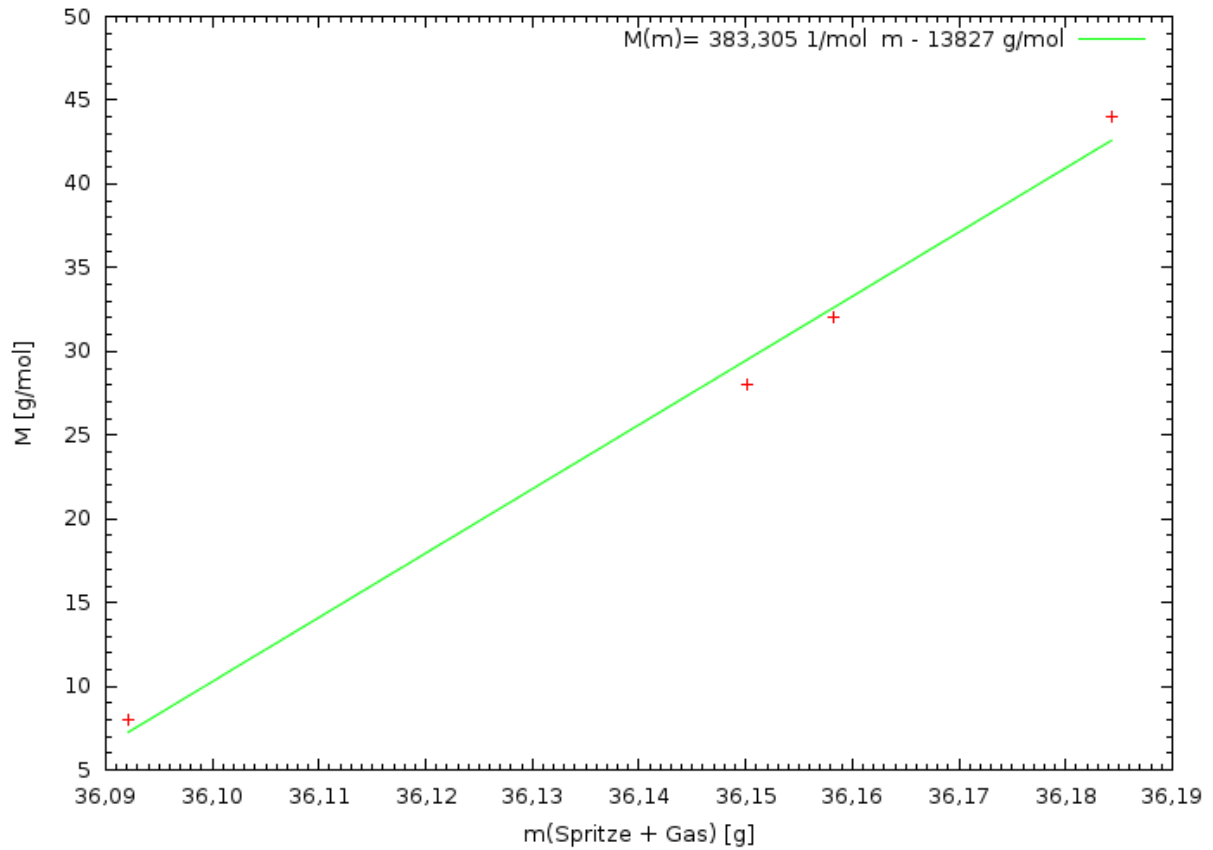


Abbildung 4: Auftragung zur Ermittlung der Kalibriergeraden.

$$M(m) = 383,305 \frac{1}{\text{mol}} \cdot m - 13827 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Durch Einsetzen der gemessenen Masse für das Probegas Butan, wird dessen molare Masse errechnet:

$$M_{\text{Butan}} = 383,305 \frac{1}{\text{mol}} \cdot 36,2184 \text{ g} - 13827 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Für Butan ergibt sich eine molare Masse von $56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Da die tatsächliche molare Masse $58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ beträgt, liefert diese Methode mit einfacher Durchführung gute Ergebnisse.

Entsorgung: Die Gase können in den Abzug entlassen werden. Die Spritze wird zur Wiederverwertung aufgehoben.

Literatur: W. Glöckner, W. Jansen, R. G. Weissenhorn (Hrsg.), Handbuch der experimentellen Chemie – Sekundarstufe II, Band 9: Kohlenwasserstoffe, Alius Verlag Deubner, 2005, S. 61f

2.5 Bestimmung der Summenformel

Im Folgenden wird beschrieben, wie aus den Daten der drei Versuche zur quantitativen Analyse die Summenformel des Probegases bestimmt werden kann.

Nach der Durchführung der drei Versuche zu quantitativen Analyse wird hier die Summenformel des Stoffes bestimmt. Es wird davon ausgegangen, dass die Summenformel folgende Form hat:



Die Indizes x und y ergeben sich direkt aus den bestimmten Anzahlen der Kohlenstoff- und Wasserstoffatome. Für Butan ergibt sich:



Aus dieser Summenformel lässt sich die molare Masse berechnen:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_z) = 4 \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 10 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + z \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + z \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Da die molare Masse im dritten Teilversuch auf $56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ bestimmt wurde, lässt sich schließen,

dass kein Sauerstoff in der Verbindung enthalten ist und die Summenformel von Butan C_4H_{10} lautet. Ist in der analysierten Verbindung Sauerstoff enthalten, so kann die Anzahl der Atome pro Molekül aus der Differenz zwischen der experimentell bestimmten molaren Masse und der mo-

laren Masse, die sich auch der Anzahl der Kohlenstoff- und Wasserstoffatome ergibt, berechnet werden. Ein Beispiel hierzu ist in der Musterlösung des Arbeitsblattes zu finden.

Dieser Versuch eignet sich gut als Schülerversuch, bei dem die SuS arbeitsteilig in Gruppen oder einzeln die Messungen für die einzelnen Gase durchführen. Nach dem Zusammentragen der Ergebnisse, können diese gemeinsam ausgewertet werden.

Der Versuch liefert bei einer einfachen Durchführung gute Ergebnisse, die in jedem Fall ausreichen zusammen mit der quantitativen Bestimmung der Wasserstoff und Kohlenstoffatome die Summenformel eines unbekanntes Kohlenwasserstoffs zu bestimmen.

2.6 V4 - Quantitative Analyse eines flüssigen Kohlenwasserstoffs mit hohem Dampfdruck

Im Folgenden wird am Beispiel von Aceton beschrieben, wie der Dampf über der flüssigen Phase eines Kohlenwasserstoffs für die quantitative Analyse verwendet werden kann.

Gefahrenstoffe		
Aceton C_3H_6O	H: 225-319-336	P: 210-233-305+351+338
Stickstoff N_2	H: 280	P: 403

Materialien: 2 Kolbenprober, Schlauchstück, Watte, Pipette, Parafilm

Chemikalien: Aceton, Stickstoff

Durchführung: Ein Kolbenprober wird mit 30 ml Stickstoff gefüllt und geschlossen. Das Schlauchstück wird mit Watte gefüllt und diese mit der Pipette mit Aceton getränkt. Mit den Enden des Schlauches wird jeweils ein Kolbenprober verbunden und die Verbindung mit Parafilm abgedichtet. Der mit Stickstoff gefüllte Kolben wird geöffnet und das Gas langsam immer wieder über die Watte geleitet, bis eine deutliche Volumenänderung im Kolben zu erkennen ist.

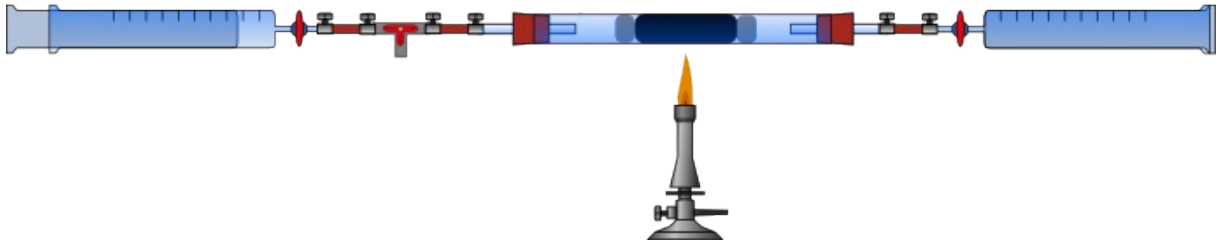


Abbildung 5: Gewinnung einer gasförmigen Phase eines flüssigen Kohlenwasserstoffs.

-
- Beobachtung: Das Volumen der Gasphase nimmt um 9 ml zu.
- Deutung: Gasförmiges Aceton wird mit Hilfe des Stickstoffs aus dem Schlauch gespült, sodass dort durch Verschiebung des Gleichgewichts weiteres Aceton in die Gasphase übergeht. Auf diese Weise lässt sich genug gasförmiges Aceton gewinnen, um es, wie in V1 – V3 beschrieben ist, analysieren zu können.
- Entsorgung: Das gewonnene Gas wird für Analysereaktion verwendet.
- Literatur: W. Glöckner, W. Jansen, R.G. Weissenhorn (Hrsg.), Handbuch der experimentellen Chemie – Sekundarstufe II, Band 9: Kohlenwasserstoffe, Alius Verlag Deubner, 2005, S. 63f.

Die Verwendung eines flüssigen Kohlenwasserstoffs hat den Vorteil, dass diese auch Sauerstoff enthalten können. Es bietet sich an, dass die Lehrperson in diesem Fall Proben, wie in diesem Versuch beschrieben, vorbereitet.

Arbeitsblatt – Analyse einer organischen Verbindung



Aufgabe 1: In einem Kolbenprober befinden sich 30 ml Stickstoff und 10 ml Dampf einer organischen Flüssigkeit. Das Gemisch wird mit einem zweiten Kolbenprober mehrfach über erhitztes CuO geleitet. Dieses verfärbt sich an einigen Stellen von schwarz nach kupferfarben. Das Volumen der Gasphase erhöht sich bis auf 48 ml.

- Benenne die Produkte der Reaktion der organischen Verbindung $C_xH_yO_z$ mit CuO.
- Bestimme die Anzahl der Kohlenstoffatome der Verbindung.

Aufgabe 2: Bei weiteren Analysen wird ermittelt, dass die Verbindung 6 Wasserstoffatome pro Molekül enthält und eine molare Masse von etwa 45 g mol^{-1} besitzt. Bestimme die Summenformel der Verbindung.

Aufgabe 3: Zeichne alle möglichen Konstitutionsisomere der Verbindung. Nenne eine Nachweisreaktion, mit der sich die Isomere unterscheiden lassen.

Aufgabe 4: Ein Biochemiker hat während seiner Forschungsarbeit 50 mg einer unbekanntem makromolekularen festen Verbindung isoliert. Diskutiere den Einsatz der in Aufgabe 1 beschriebenen Methode zur Bestimmung des Kohlenstoffgehaltes. Stelle Anforderungen an die Analysemethoden auf, die zur Aufklärung der Zusammensetzung und Struktur der Verbindung eingesetzt werden sollen.

3 Reflexion des Arbeitsblattes

Das Arbeitsblatt legt einen Schwerpunkt auf die Auswertung einer quantitativen Analyse um die Strukturformel zu bestimmen. Aus der Summenformel werden Strukturisomere entwickelt.

Die SuS sollten die Stoffklassen Alkanole und Ether kennen und bereits Auswertungen quantitativer Analysen durchgeführt haben.

3.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Basiskonzept Stoff-Teilchen:

Erkenntnisgewinnung: SuS leiten aus einer Summenformel Strukturisomere ab. (Aufgabe 3)

Kommunikation: Die SuS stellen chemische Sachverhalte in geeigneter Formelschreibweise dar (Verhältnisformeln, Summenformeln, Strukturformeln). (Aufgabe 3)

3.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1 (Anforderungsbereich I):

- Bei der Reaktion entstehen Cu, CO₂ und H₂O.
- Pro Kohlenstoffatom in der Verbindung entsteht ein Molekül CO₂. Da das Volumen proportional zur Stoffmenge und damit zur Teilchenanzahl ist, ergibt das Verhältnis zwischen dem Volumen des CO₂ und des Volumens des gasförmigen Eduktes die Anzahl der Kohlenstoffatome. Die 30 ml Stickstoff können vernachlässigt werden, da sie nicht rea-

gieren. Es ergibt sich:
$$\frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{Probe}}} = \frac{48 \text{ ml} - 30 \text{ ml}}{10 \text{ ml}} = 1,8 \approx 2$$

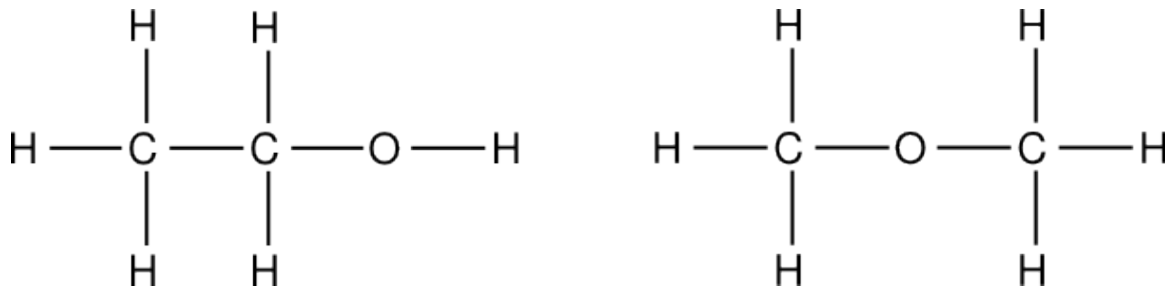
Die Verbindung enthält 2 Kohlenstoffatome pro Molekül.

Aufgabe 2 (Anforderungsbereich I): Enthielte die Verbindung nur 2 Kohlenstoffatome und 6 Wasserstoffatome, hätte sie eine molare Masse von 30 g mol⁻¹. Da die molare Masse höher ist, muss Sauerstoff enthalten sein:

$$\frac{M_{\text{Probe}} - M_{\text{C}_2\text{H}_6}}{M_{\text{O}}} = \frac{45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} - 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,9375 \approx 1$$

Die Summenformel lautet C₂H₆O.

Aufgabe 3 (Anforderungsbereich II): Die möglichen Isomere lauten:



Ethanol kann mit der Iodoformprobe nachgewiesen werden.

Aufgabe 4 (Anforderungsbereich III):

Die in Aufgabe 1 dargestellte Analysemethode ist mit einfachen Geräten mit wenig Kostenaufwand durchzuführen. Sie ist jedoch nur für gasförmige Stoffportionen geeignet und die zu untersuchende Verbindung liegt fest vor. Es ist nicht bekannt, ob sie in die Gasphase überführt werden kann. Auch ist die Menge der Substanz zu gering, um mit der gegebenen Methode arbeiten zu können. Die Methode liefert auch Ergebnisse, die für Forschungszwecke mit zu großen Fehlern behaftet sind.

Die Methoden müssen mit sehr wenig festem Material auskommen. Sie müssen sehr genau sein. Um die Struktur eines Makromoleküls aufzuklären, sollte die Verbindung während der Analyse nicht stark zerstört werden.